

The University of Toronto
Chemical Library

Presented
to
The University of Toronto Library
by
William Lash Miller, B.A., Ph.D., C.B.E.
Professor Emeritus of Physical Chemistry
for
A Departmental Library to be under
the control of the Professor of
Chemistry according to the conditions
set out in a letter from the Librarian
of the University dated March 21st
1938.

DICTIONNAIRE

DES

RÉACTIFS CHIMIQUES.

IMPRIMERIE ET FONDERIE DE FELIX LOCQUIN ET COMP.,
16, RUE NOTRE-DAME DES VICTOIRES.

DICTIONNAIRE DES RÉACTIFS CHIMIQUES

EMPLOYÉS DANS TOUTES LES EXPÉRIENCES

FAITES DANS LES COURS PUBLICS ET PARTICULIERS,

LES RECHERCHES MÉDICO-LÉGALES, LES EXPERTISES, LES ESSAIS, LES ANALYSES QUALITATIVES ET QUANTITATIVES DES CORPS SIMPLES ET DE LEURS COMPOSÉS UTILES, SOIT DANS LES ARTS, SOIT EN MÉDECINE;

PAR J.-L. LASSAIGNE,

Professeur de chimie et de physique à l'école royale vétérinaire d'Alfort, membre de la Société de chimie médicale et de pharmacie de Paris, correspondant de la Société philomatique et de la Société d'histoire naturelle de la même ville, correspondant de la Société royale de médecine de Marseille, de la Société d'émulation de Cambrai, de la Société royale des sciences de Nancy et de la Société des pharmaciens de l'Allemagne septentrionale.

PARIS

BÉCHET JEUNE,

LIBRAIRE DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE,

4, PLACE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE.

1839



A la Mémoire

de ma Mère.

A mon Père.

J.-L. LASSAIGNE.

PRÉFACE.

La connaissance des réactions que les corps simples et composés peuvent exercer les uns sur les autres, ainsi que celle des phénomènes apparents qui en résultent, forment l'une des bases de l'étude de la chimie. Une des plus utiles applications que l'on

puisse faire des principes de cette science, se trouve, sans contredit, dans les moyens qu'elle fournit, soit pour analyser les corps composés, afin de déterminer exactement dans quels rapports leurs éléments sont unis ou combinés, soit pour les reconnaître et les distinguer sous quelque état ou quelque forme qu'ils se présentent, d'après des caractères certains bien établis.

Cette partie de la chimie tout à fait pratique, est souvent d'une nécessité très grande lorsqu'il s'agit de prononcer sur la nature d'une substance employée dans les arts ou en médecine : plus d'une fois celui qui avait déjà fait des études théoriques n'a-t-il pas éprouvé de l'embarras quand il a voulu essayer lui-même de faire une application des principes qu'il avait étudiés? disons plus, ne se sera-t-il pas arrêté devant les difficultés qu'il rencontrait pour exécuter les opérations les plus simples, ou diriger convenablement l'emploi des réactifs, en voulant déduire de leurs effets les conclusions les plus propres à établir sa conviction sur la nature et la composition des corps soumis à ses recherches.

Si les notions d'analyse chimique, plus ou moins

étendues, qui existent dans plusieurs traités de chimie, ainsi que celles que l'on trouve dans des ouvrages spéciaux publiés sur l'analyse minérale, les réactifs et leur emploi suffisent toujours à ceux qui cultivent la chimie par profession ou par goût, et qui en font un travail de prédilection, on ne saurait disconvenir que ces ouvrages, dûs à des hommes justement recommandables par leurs talents, ne sont point à la portée de tous ceux qui, ayant appris la chimie comme science accessoire à leurs principales études, se trouvent un jour dans le cas d'en faire une application.

Réunir dans un livre peu volumineux les principaux réactifs le plus ordinairement employés par les chimistes dans leurs opérations analytiques; exposer leur emploi, en indiquant les caractères les plus saillants à l'aide desquels on peut sûrement distinguer les différents corps; présenter enfin une méthode simple et rationnelle dans l'éxécution des expériences, tel a été notre but en entreprenant le travail que nous livrons aujourd'hui à la publicité.

Le plan que nous avons adopté est celui d'un dictionnaire, dans lequel nous avons établi par ordre alphabétique les corps simples et leurs composés, en

indiquant surtout ceux qui ont un emploi dans les arts ou en médecine. Cet ouvrage s'adresse donc non seulement aux médecins, aux pharmaciens, aux vétérinaires, aux droguistes et manufacturiers, mais encore à tous ceux qui désireront avoir quelques notions sur les réactifs et les moyens d'en diriger convenablement l'emploi.

DICTIONNAIRE

DES

RÉACTIFS CHIMIQUES.

A.

ACÉTATES. Genre de sels résultant de la combinaison de l'acide acétique avec les oxides métalliques ou les bases salifiables organiques. La plupart des sels neutres appartenant à ce genre sont solubles dans l'eau ; parmi ceux qui sont avec excès d'oxide, il y en a plusieurs qui jouissent de cette propriété.

Caractères essentiels et distinctifs de ce genre.

1° Les acétates à base d'oxide métallique sont tous décomposables par le calorique en donnant des produits variables, 1° suivant l'affinité de l'acide pour l'oxide ou la base, 2° suivant celle de l'oxigène pour le radical de l'oxide, 3° suivant la température à laquelle la décomposition a lieu : les uns, lorsqu'on les projette sur des charbons ardents, ou une plaque rougie au feu, se boursouflent, noircissent et répandent une fumée d'une odeur de gomme torréfiée ou de pain grillé (*acétate de potasse*, *de soude*, *de chaux*, *de barite*, *de strontiane*) ; les autres en se décomposant prennent diverses couleurs par l'oxide ou le métal qui est revivifié, et répandent une fumée piquante, acide, facile à reconnaître pour de la vapeur d'acide acétique mêlée quelquefois d'acétone ou d'esprit pyro-acétique

(acétates de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent), enfin les acétates à bases organiques se boursouflent, se charbonnant et laissant un résidu noirâtre, charbonneux, qui brûle complètement et plus ou moins facilement à une température rouge-cerise.

2° Réduits en poudre et traités à froid par l'acide sulfurique hydraté du commerce, la plupart de ces sels laissent dégager à la température ordinaire une odeur piquante, acide, facile à reconnaître pour de la vapeur acétique; mais comme cet effet ne se produit bien qu'avec les acétates de la première section, qui se décomposent facilement, il est essentiel lorsqu'il s'agit de constater un autre acétate, de le faire dissoudre dans une petite quantité d'eau, d'ajouter à la solution de l'acide sulfurique, et de faire chauffer; l'odeur qui se manifeste alors devient une preuve décisive et un caractère plus général que le premier.

Nous ferons toutefois remarquer que la manifestation d'une odeur piquante en traitant un sel organique dans les circonstances que nous venons de relater, pourrait faire confondre les *acétates* avec les *formiates*; mais les sels de ce genre présentent un caractère qui ne permet pas de s'y méprendre: c'est de réduire à chaud la solution neutre de deuto-nitrate de mercure et celle de nitrate d'argent.

Pour ce qui est relatif à la détermination de l'espèce ou de la base unie à l'acide dans les sels appartenant au genre acétates, nous renvoyons le lecteur à l'article *Sels*, dans lequel nous exposons une méthode simple et rationnelle, pour arriver à cette connaissance.

Acétate d'alumine (*Acétate aluminique*).

Ce sel, qui ne peut être obtenu cristallisé, a toujours une réaction acide et une saveur très styptique et très astringente. Il est déliquescent, très soluble dans l'eau; une chaleur peu élevée le décompose, en volatilise l'acide acétique et laisse l'oxide d'aluminium sous forme d'une masse

blanche pulvérulente. D'après M. Gay-Lussac, une solution de ce sel mêlée d'un sel d'une autre espèce présente la singulière propriété de se troubler par la chaleur, en abandonnant une certaine quantité d'alumine hydratée qui se redissout ensuite par le refroidissement de la liqueur.

L'usage fréquent de ce sel à titre de mordant dans la fabrication des toiles peintes, fait qu'on le prépare dans les arts par double décomposition de l'alun et de l'acétate de plomb; l'acide sulfurique se précipite, en combinaison avec le protoxide de plomb, et il reste dans la liqueur un mélange d'acétates de potasse et d'alumine, ou d'acétates d'ammoniaque et d'alumine, suivant qu'on a employé l'alun à base de potasse ou d'ammoniaque.

La composition de ce sel pur et supposé anhydre est de:

Acide acétique........	75,025	3 atomes.
Oxide d'aluminium....	24,975	ou 1 atome.
	100,000	

Sa formule est donc... $(\dddot{Al}\,\bar{A}^3)$.

Caractères distinctifs et principaux de l'acétate d'alumine.

1° Ce sel dégage une odeur d'acide acétique lorsqu'on l'évapore jusqu'à siccité, ou lorsqu'on met en contact sa solution avec de l'acide sulfurique concentré, et que la réaction est aidée par une douce chaleur; 2° le résidu de l'évaporation et de la calcination de ce sel, humecté de quelques gouttes de solution de proto-nitrate, de cobalt, et chauffé au chalumeau dans une cuiller de platine, prend une belle couleur bleu-lapis; 3° la solution de ce sel pur n'est affectée ni par l'acide hydro-sulfurique, ni par le cyanure de fer et de potassium; l'ammoniaque et les solutions de potasse et de soude caustiques, y produisent des précipités blancs

gélatineux ; le précipité occasionné par ces derniers alcalis est soluble entièrement dans un excès de ces oxides.

Acétate d'ammoniaque. (*Acétate ammonique.*)

Ce sel employé en médecine depuis longtemps sous le nom d'*esprit de Mindererus*, se préparait autrefois en saturant par l'acide acétique faible le carbonate d'ammoniaque, formé pendant la distillation de la corne de cerf ; il était coloré par une petite quantité d'huile empyreumatique animale que renfermait ce sel ammoniacal. On l'obtient aujourd'hui dans les pharmacies en saturant directement l'ammoniaque liquide par l'acide acétique étendu ou vinaigre de bois, et ramenant le produit liquide qui en résulte à une densité telle qu'il marque 5° à l'aréomètre de Baumé ; c'est sous état qu'on le rencontre dans les pharmacies.

Ainsi préparé, il se présente sous l'aspect d'une solution neutre, incolore, inodore, d'une saveur âcre, fraîche et piquante. Exposé à l'action du calorique dans une cornue il laisse dégager une portion d'ammoniaque, et se transforme en acétate acide qui se volatilise ensuite et cristallise en longues aiguilles.

Caractères chimiques. 1° L'acétate d'ammoniaque liquide traité par l'acide sulfurique du commerce, s'échauffe beaucoup et laisse exhaler l'odeur piquante et caractéristique de l'acide acétique ; 2° les solutions de potasse, de soude, de chaux et de barite, n'y produisent d'autres phénomènes que d'isoler la base de ce sel qui devient alors sensible à l'odorat et se manifeste par le changement qu'éprouve un papier de tournesol rougi tenu à quelque distance du mélange ; 3° lorsqu'on projette dans cette solution de la chaux réduite en poudre, l'odeur ammoniacale devient sur le champ plus forte et plus pénétrante ; le changement en bleu du papier de tournesol rougi et la fumée blanche épaisse que produit un tube de verre imprégné d'acide nitrique

ou hydrochlorique faible décèlent à l'instant la nature de cette base; 4° la solution de ce sel pur, suffisamment concentrée, précipite par les solutions de nitrate d'argent et de proto-nitrate de mercure; le précipité formé par le premier nitrate est en gros flocons blancs cristallins, solubles entièrement dans une grande quantité d'eau distillée, le second est blanc, grisâtre et micacé, très peu soluble dans l'eau : les acides oxalique et tartrique en solution concentrée précipitent aussi ce sel par suite de la formation d'un *bi-oxalate* et d'un *bitartrate d'ammoniaque*, qui sont difficilement solubles dans l'eau froide, enfin la solution de bichlorure de platine produit comme avec tous les sels ammoniacaux un précipité jaune orangé.

Acétates de cuivre. (*Deuto-acétates.*)

Acétates cuivriques. Berz.

L'acide acétique produit cinq composés particuliers, avec le deutoxide ou bioxide de cuivre; deux seulement sont employés soit en médecine, soit dans les arts, savoir : le deuto-acétate de cuivre neutre (acétate cuivrique) et le sous deuto-acétate, acétate-bibasique ou bicuivrique.

Le premier de ces sels désigné dans le commerce sous le nom de *verdet cristallisé*, se présente sous forme de prismes rhomboïdaux d'un vert bleuâtre, légèrement efflorescents à l'air sec. Sa saveur est âpre et désagréable, il est soluble entièrement dans cinq fois son poids d'eau bouillante qu'il colore en bleu verdâtre.

Composition. Cet acétate neutre cristallisé renferme 1 atome d'eau ou 90,01 de deuto-acétate de cuivre et 8,99 d'eau de combinaison. Ce sel anhydre est formé de :

Acide acétique.....	56,48	ou 1 atome.
Bi-oxide de cuivre..	43,52	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $\dot{Cu}\,\bar{A}$.

Caractères distinctifs : 1° Ce sel réduit en poudre et projeté sur un charbon incandescent, pétille légèrement, se fond en répandant des vapeurs piquantes d'acide acétique, qui entraînent avec elles une portion d'acétate qui les colore en jaune verdâtre; il reste sur le charbon une tache rougeâtre de cuivre métallique, qui passe bientôt au noir en s'oxidant à l'air.

2° En chauffant dans une fiole une portion de ce sel pulvérisé avec de l'acide sulfurique concentré, il s'en exhale bientôt l'odeur piquante et caractéristique de l'acide acétique.

3° La solution aqueuse de ce sel est bleue un peu verdâtre, elle précipite en flocons bleu-ciel par la potasse; ce précipité se redissout en totalité dans un excès d'ammoniaque, si le sel est pur, et produit alors une belle solution bleu foncé; l'acide hydrosulfurique et la solution de protosulfure de potassium donnent un précipité noir, le cyanure de fer et de potassium un précipité rouge-marron, enfin des lames de fer et de zinc décapées en séparent du cuivre métallique.

Sous deuto-acétate de cuivre. (*Acétate bibasique* ou *bi-cuivrique*. Berz.).

On connaît vulgairement ce sel sous le nom de *vert de gris*. Il se présente en masse amorphe, friable, micacée dans son intérieur, colorée tantôt en bleu-clair, tantôt en vert plus ou moins bleuâtre; sous le premier aspect le sel paraît être un acétate de cuivre sesquibasique et le second, qui est le plus commun dans le commerce, est un acétate bi-basique. Mis en contact avec l'eau froide, il se décompose et se transforme en acétate neutre, qui se dissout et en acétate tribasique insoluble, qui se sépare au fond du liquide en flocons bleu-ciel pâle. Cette action de l'eau permet donc de distinguer ce sel du premier.

Composition. Cet acétate bibasique est hydraté, il renferme :

Acide acétique.....	27,83	ou 1 atome.
Bioxide de cuivre...	42,92	2 atomes.
Eeau.............	29,22	6 atomes.
	99,99	

Sa formule est donc $= (\dot{C}u^2\ \overline{A} + \dot{H}^6)$.

Caractères distinctifs : 1° Le vert de gris mis sur un charbon rouge de feu, noircit bientôt sans se boursoufler, exhale une odeur piquante de vinaigre faible, et laisse un résidu abondant d'abord d'une teinte rougeâtre, qui brûle peu à peu à l'air et devient noir. Ce résidu friable, détaché du charbon, se dissout à chaud dans l'acide nitrique faible en donnant une dissolution bleue pâle, qui se comporte avec les réactifs, comme la solution des sels à base de deutoxide de cuivre.

2° L'acide sulfurique concentré chauffé avec une portion de ce sous sel, en dégage de l'acide acétique.

3° Traité par l'eau froide, ce sel se décompose comme nous l'avons exposé plus haut en acétate neutre, qui se dissout en acétate tribasique insoluble. Ce dernier reste insoluble sous forme d'un précipité floconeux bleuâtre. La partie dissoute dans l'eau présente avec les réactifs tous les phénomènes qu'on remarque avec la solution d'acétate neutre de cuivre.

Acétate de mercure. (*Proto-acétate et deuto-acétate*).

Proto-acétate de mercure. (*Acétate mercureux.* Berz.).

Cette combinaison qu'on obtient toujours par double décomposition, en versant une solution de proto-nitrate de mercure, aussi neutre que possible dans une solution d'acétate de potasse ou de soude, se présente en une masse

blanche, micacée, flexible, formée de légères paillettes brillantes, douces au toucher et qui noircissent au contact de la lumière.

Cet acétate, d'une légère saveur styptique, est très peu soluble dans l'eau froide, il se dissout en petite quantité dans l'eau chaude et cristallise par le refroidissement en petites écailles blanches transparentes; cette solution s'altère par l'ébullition, elle dépose du mercure en poudre grise et se transforme en partie en deuto-acétate.

Composition. Ce sel qui est anhydre, contient sur 100 parties.

Acide acétique.......	19,54	ou 1 atome.
Protoxide de mercure.	80,46	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $\dot{Hg}\ \overline{A}$.

Caractères distinctifs. 1° Le proto-acétate de mercure se décompose avec facilité à une légère chaleur, à peine a-t-il touché le charbon incandescent sur lequel on le projete qu'il noircit, répand une odeur piquante de vinaigre en dégageant une fumée grisâtre et ne laissant aucun résidu sur le charbon. Si l'on expose sur le trajet de la vapeur que dégage ce sel, un papier bleu de tournesol mouillé, il rougit et se recouvre immédiatement d'une pellicule grisâtre, miroitante, formée de mercure très divisé. En plaçant dans le courant de cette même vapeur une petite lame d'or ou de cuivre, les parties qui en sont touchées deviennent grises; la lame d'or prend de suite l'éclat argentin par son frottement contre un bouchon de liége, et la lame de cuivre n'acquiert cet éclat et cette blancheur argentine, qu'en la frottant avec le bouchon imprégné d'acide nitrique faible.

2° Délayé dans une petite quantité d'eau, de manière à en former une bouillie épaisse, ce sel dégage des vapeurs

d'acide acétique, par l'action de l'acide sulfurique concentré.

3° Dissous dans l'eau chaude sa solution est précipitée en flocons noirs par la potasse, la soude, l'ammoniaque et l'eau de chaux; l'acide hydro-sulfurique y produit un précipité noir, l'acide hydrochlorique un précipité blanc, très abondant, la solution d'iodure de potassium un précipité jaune verdâtre, enfin en plongeant une lame de cuivre décapée dans une partie de cette solution acidulée par quelques gouttes d'acide nitrique, cette lame se recouvre à l'instant d'une couche grise de mercure divisé, qu'on rend brillante par le frottement.

DEUTO-ACÉTATE DE MERCURE. (*Acétate mercurique*).

Ce sel qu'on forme directement en saturant à chaud, l'acide acétique à 4° par le deutoxide de mercure pulvérisé, se présente en tables quadrilatères, demi-transparentes, d'un éclat nacré. Exposé à l'air libre il perd une partie de son acide, devient jaune en se transformant en sel basique; il est très soluble dans l'eau qui en dissout le quart de son poids à la température ordinaire.

Composition. La deuto-acétate de mercure cristallisé est comme le sel précédent anhydre, il contient :

Acide acétique....	31,88 ou	1 atome.
Bioxide de mercure.	68,12	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $= \dot{H}g\ \overline{A}$.

Caractères distinctifs : 1° Placé sur un charbon ardent, cet acétate noircit sur les bords et dégage en se boursouflant des vapeurs d'acide acétique, mêlées de vapeurs mercurielles; après la décomposition totale du sel, il reste une matière charbonneuse légère qui brûle aussitôt sans résidu au contact de l'air.

2° L'acide sulfurique en dégage sur le champ de l'acide acétique.

3° La solution aqueuse est incolore, d'une saveur styptique; la potasse et l'eau de chaux y produisent un précipité jaune, l'ammoniaque un précipité blanc floconneux; l'iodure de potassium un précipité rouge coquelicot: l'acide hydrosulfurique un précipité noir; enfin une lame de cuivre plongée dans cette solution en réduit le mercure qui s'y attache comme dans la solution du proto-acétate.

Acétate de morphine. (*Acétate morphique*, Berz.)

Ce sel préparé en saturant l'acide acétique faible, par de la morphine pure, et évaporant la dissolution jusqu'à siccité, se présente en masse blanche, amorphe, grenue et pulvérulente, d'une saveur amère désagréable; par une évaporation spontanée dans une étuve, ce sel peut être obtenu cristallisé en aiguilles qui se réunissent en faisceaux. C'est sous le premier état qu'on le rencontre dans les pharmacies pour l'usage de la médecine.

L'acétate de morphine est soluble dans l'eau et l'alcool, mais quand il a été évaporé à siccité ou qu'il est resté exposé à l'air longtemps, il a perdu une partie de son acide, et il ne se redissout alors totalement dans l'eau qu'en ajoutant quelques gouttes d'acide à la liqueur.

Composition. Quoique ce sel n'ait pas été analysé, on ne peut douter qu'il soit formé comme les autres sels neutres à base organique, d'un atome d'acide uni à un atome de morphine, par conséquent, il doit contenir sur cent parties.

Acide acétique......	13,72	ou 1 atome.
Morphine..........	86,28	1 atome.
	100,00	

Sa formule est donc $\overset{+}{Mo}\ \overset{-}{A}$.

Caractères distinctifs. 1° Exposé au feu l'acétate de morphine fond, se boursoufle beaucoup en noircissant et

répandant une fumée abondante d'une odeur empyreumatique; le charbon brillant et spongieux qui en provient calciné dans une cuiller de platine à la flamme d'une lampe à esprit de vin, brûle sans résidu.

2° Humecté d'acide sulfurique concentré et de quelques gouttes d'eau, il laisse dégager à l'aide d'une douce chaleur des vapeurs d'acide acétique faible.

3° L'acide nitrique concentré mis en contact avec une petite portion de ce sel, lui donne à l'instant une couleur rouge de sang qui passe à l'orangé et ensuite au jaune; mais ce phénomène appartient aussi à une autre base organique et à ses composés (la brucine et ses sels).

4° Un caractère tout particulier à la morphine et à ses combinaisons salines, c'est, d'après les curieuses observations de Sérullas, de décomposer l'acide iodique dissous dans l'eau. En mettant en contact à la température ordinaire une solution d'acide iodique avec un seul grain d'acétate de morphine, la liqueur se colore en rouge brun par l'iode mis en liberté, et l'odeur de ce dernier devient à l'instant manifeste. Un centième de grain suffit pour produire un effet sensible, mais pour déceler dans ce cas la présence de l'iode mis en liberté, il faut dissoudre le sel dans quelques gouttes de solution d'amidon et y ajouter avec un tube de l'acide iodique; la couleur bleue qui apparait par l'iodure d'amidine alors formé, indique clairement la décomposition de l'acide iodique. Nous avons observé qu'un effet non moins sensible et plus prompt se produisait en plaçant une goutte de solution d'acide iodique, sur un papier collé superficiellement avec de l'amidon, et y portant une parcelle d'acétate de morphine, la partie mouillée prend en quelques secondes une teinte bleue prononcée.

5° Lorsqu'on humecte une petite quantité d'acétate de morphine avec une solution de persulfate de fer ou de per-

chlorure de fer neutre, le mélange prend, d'après l'observation due à M. Robinet, une couleur bleue foncée qui disparaît par une addition d'acide.

6° La solution aqueuse et concentrée d'acétate de morphine précipite en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque; mais un excès de ces bases redissout le précipité, si la solution est primitivement très étendue d'eau. L'infusion de noix de galles par l'acide tannique qu'elle contient précipite de ce sel la morphine à l'état de tannate sous forme de flocons blancs, insolubles dans l'eau.

De l'acétate de morphine considéré sous le rapport de la médecine légale.

Les effets toxiques de l'acétate de morphine, et l'espèce de célébrité acquise par ce sel, en 1824, dans un procès plaidé devant la cour d'assises de la Seine, nous ont fait un devoir, dans l'intérêt et le but de cet ouvrage, d'exposer les moyens à employer pour démontrer la présence de ce composé dans les empoisonnements sur l'homme et les animaux.

Nous ne pouvons mieux faire pour remplir cette tâche que d'emprunter aux divers mémoires qui ont été publiés sur ce sujet, et en particulier à ceux de MM. Orfila et Lesueur, ce qui se rattache à cette question. Nous nous permettrons de joindre aussi ce que nos travaux sur cette matière ont pu nous apprendre.

L'homme de l'art chargé de faire les opérations nécessaires pour constater l'empoisonnement par l'acétate de morphine, devra soumettre à l'action des réactifs mentionnés plus haut, le reste de la substance qu'on supposera avoir occasionné la mort; il traitera cette substance ainsi que sa solution aqueuse, par les moyens que nous avons fait connaître aux caractères distinctifs de ce sel. Il

dirigera aussi ses recherches sur les matières vomies, et sur celles qui auraient été recueillies dans les organes digestifs après la mort.

Lorsque les matières sur lesquelles porte son examen sont liquides, il importe, après les avoir filtrées, de les faire évaporer à une douce chaleur dans une capsule de porcelaine, de traiter l'extrait par l'alcool à 40 bouillant et de séparer par la filtration ou la décantation, la portion insoluble ; la solution alcoolique évaporée de son côté, fournit un extrait dans lequel l'acétate de morphine cristallise, s'il est en quantité un peu forte, ou dans lequel on dénote sa présence par les réactifs. Si les matières extraites des organes sont solides, on doit les faire bouillir dans une capsule avec de l'eau distillée, acidulée par de l'acide acétique ou hydrochlorique, et agir sur le liquide comme ci-dessus. Dans la plupart de ces recherches, les liquides qu'on extrait étant plus ou moins colorés, il importe de les décolorer, soit avec du charbon animal purifié, ou comme nous l'avons pratiqué, de précipiter le liquide coloré par l'acétate de plomb tribasique, de filtrer, et d'y faire passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique, pour séparer l'excès de sel plombique employé. C'est à l'aide de ces divers procédés qu'il nous a été souvent possible de démontrer la présence de petites quantités de ce sel dans l'estomac où dans les intestins d'animaux empoisonnés par cette substance.

Ces moyens mis en pratique par MM. Orfila et Lesueur, dans leurs recherches sur les exhumations juridiques, leur ont permis de conclure à la possibilité de constater, plusieurs mois après la mort, la présence de l'acétate de morphine ou de la morphine dans le canal digestif d'un individu qui aurait été empoisonné par une préparation de ce genre. (*Traité des exhumations*, tome 2, page 305).

ACÉTATES DE PLOMB. Deux de ces combinaisons sont

surtout employées savoir : le proto-acétate de plomb et le proto-acétate tribasique.

PROTO-ACÉTATE DE PLOMB. (*Acétate plombique*, Berz.) Ce sel neutre connu dans le commerce sous les noms de *sel de saturne, sucre de saturne ou de plomb*, en raison de sa saveur sucrée, se prépare en grande quantité pour les besoins des arts, en dissolvant à chaud de la litharge en poudre dans le vinaigre distillé ou dans du vinaigre de bois purifié jusqu'à saturation, évaporant le produit et faisant cristalliser.

L'acétate neutre de plomb ainsi obtenu est en cristaux blancs aiguillés qui sont des prismes allongés à quatre pans terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est d'abord sucrée, puis astringente. Exposé à l'air, il s'effleurit, devient opaque et pulvérulent à sa surface. L'eau et l'alcool le dissolvent.

Composition. Cet acétate neutre cristallisé renferme 14,2 d'eau pour cent ou 3 atomes; desséché il contient alors :

Acide acétique.......	31,5 ou	1 atome.
Protoxide de plomb..	68,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule est $= (\dot{Pb}\,\overline{A} + \dot{H}^3)$.

Caractères distinctifs. 1° Placé sur un charbon ardent ce sel fond, se boursoufle aussitôt en émettant des vapeurs piquantes d'une odeur de vinaigre, et laisse après sa décomposition du protoxide de plomb en masse jaune-orangé qui se réduit en nombreux globules brillants de plomb métallique, lorsqu'on active la combustion du charbon.

2° Délayé avec un peu d'eau, de manière à former une bouillie épaisse, l'acide sulfurique concentré en dégage

aussitôt par la chaleur qui se produit l'odeur piquante et caractéristique de l'acide acétique.

3° Dissous dans l'eau, sa solution est incolore, elle rougit faiblement le papier bleu de tournesol, précipite en *blanc* par l'acide sulfurique et par les solutions de potasse et d'ammoniaque, par les sulfates, les carbonates alcalins et le cyanure de fer et de potassium; l'acide hydrosulfurique et la solution de protosulfure de potassium y produisent un précipité noir floconneux, l'iodure de potassium un précipité jaune bouton d'or, le chrômate de potasse un précipité jaune-orangé, enfin une lame de zinc plongée dans cette solution en sépare le plomb métallique qui se dépose en petites lames très brillantes à sa surface.

Usages. L'acétate de plomb dissous dans l'eau est employé dans les laboratoires pour reconnaître l'acide hydrosulfurique, soit dans les mélanges gazeux, soit en solution dans les eaux minérales; sa présence est indiquée par la formation d'un précipité noir floconneux (proto-sulfure de plomb) dont le poids, après sa dessication, permet de calculer celle de l'acide hydrosulfurique. Un papier blanc imprégné de cette solution peut servir avec avantage pour s'assurer de la présence de cet acide dans les mélanges gazeux. La propriété dont jouit l'acétate de plomb d'être précipité par la plupart des acides organiques et les principes colorants qui s'unissent à son oxide pour former des composés insolubles, rend sa solution précieuse dans une foule de circonstances en analyse organique.

Acétate de plomb tribasique (*sous-acétate de plomb*).
Acétate triplombique (Berz.).

Ce sel désigné d'abord sous le nom d'*extrait de saturne* est encore connu par ce nom en pharmacie et en médecine. On l'obtenait autrefois en sursaturant le vinaigre avec de la litharge en poudre et concentrant la dissolution : ainsi préparé, il se présentait sous l'aspect d'un liquide siru-

peux, coloré en jaune brunâtre par la matière extractive du vinaigre. On le forme aujourd'hui en faisant digérer une solution d'acétate neutre de plomb avec de la litharge en poudre privée d'acide carbonique, et évaporant la liqueur jusqu'à ce qu'elle marque 30 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Cet acétate tribasique, qui pourrait être obtenu en masse cristalline, anhydre, se trouve ordinairement sous forme d'un liquide incolore, dense et sirupeux, d'une saveur sucrée et très astringente. Il verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi. L'eau le dissout, mais ***il est insoluble dans l'alcool.*** Sa solution se trouble à l'air par l'acide carbonique qui en précipite peu à peu une partie du protoxide de plomb. L'eau ordinaire le rend immédiatement laiteux en raison des sulfates et carbonates qu'elle contient et qui le décomposent.

Composition. L'acétate de plomb tribasique est formé de :

Acide acétique.......	13,34	1 atome.
Protoxide de plomb...	86,66	3 atomes.
	100,00	

Sa formule est $\dot{P}b^3 \overline{A}$.

Caractères distinctifs. 1° En projetant quelques gouttes d'une solution concentrée d'acétate tribasique sur un charbon rouge, il reste, après l'évaporation de l'eau, une matière blanche cristalline qui répand une odeur de vinaigre en se décomposant, et offre tous les caractères du résidu de l'acétate neutre soumis à la même épreuve (*voyez* plus haut).

2° La solution de ce sel, à l'exception de son action sur le papier de tournesol rougi qu'elle ramène au bleu, et de sa décomposition à l'air ou par un courant de gaz carbonique, se comporte avec les réactifs comme la solution de l'acétate neutre (*voyez* plus haut).

Usages. Le sous-acétate de plomb, en solution dans l'eau, est employé comme réactif dans les mêmes circonstances que la solution d'acétate neutre.

Des acétates de plomb considérés sous le rapport médico-légal.

La facilité avec laquelle les matières animales décomposent les acétates de plomb, en se combinant à leur oxide pour former des composés insolubles, expliquent pourquoi dans les empoisonnements occasionnés par ces sels, on ne retrouve plus aucune trace de ceux-ci dans les liquides qui étaient en contact avec ces matières animales, dans les organes digestifs ou dans l'eau qu'on a fait agir sur elles. L'attention du médecin ou du pharmacien, chargé de constater l'empoisonnement, doit donc se porter sur les matières solides. Ces matières, après avoir été desséchées et ensuite calcinées dans un creuset de terre, doivent fournir un résidu charbonneux, renfermant du plomb métallique qu'on peut dissoudre au moyen de l'acide nitrique bouillant. Cette dissolution filtrée et étendue d'eau présentera, avec les réactifs, les effets que nous avons indiqués pour la solution d'acétate de plomb.

Acétate de potasse (*acétate potassique*, Berz.).

Les anciens chimistes et médecins désignaient ce sel, en raison de son aspect feuilleté, sous le nom de *terre foliée du tartre*, *terre foliée végétale*. On l'obtient en saturant une solution de carbonate de potasse par l'acide acétique à trois degrés, ou par le vinaigre distillé, et évaporant à siccité le produit. L'acétate préparé avec le vinaigre distillé est toujours coloré; on le purifie par fusion et dissolution, et en filtrant la solution à travers une couche de charbon animal.

L'acétate de potasse se présente en cristaux lamelleux ou petits feuillets, blancs, très légers, d'une saveur très pi-

quante. Il est tellement déliquescent qu'il se recouvre en moins de quelques minutes d'exposition à l'air de petites gouttelettes d'eau qui le fondent. L'eau et l'accool le dissolvent avec la plus grande facilité.

Composition. Ce sel desséché et par conséquent anhydre contient :

Acide acétique.......	52,25 ou	1 atome.
Potasse.............	47,15	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $\dot{K}\,\bar{A}$.

Caractères distinctifs. 1° L'acétate de potasse cristallisé chauffé, fond dans son eau, se boursouffle et éprouve ensuite la fusion ignée; en continuant de le chauffer, il noircit, se boursoufle de nouveau,en répandant une fumée d'une odeur de gomme brûlée : le charbon qui provient de cette calcination, lavé à l'eau, fournit une liqueur alcaline qui fait effervescence avec les acides, en raison du carbonate de potasse qui s'est formé.

2° L'acide sulfurique concentré en dégage avec bruit et légère effervescence des vapeurs abondantes d'acide acétique.

3° Dissous dans l'eau, l'acétate de potasse pur précipite en blanc par les solutions de nitrate d'argent et de nitrate de mercure; ces précipités, qui sont des acétates de ces oxides, se redissolvent dans une grande quantité d'eau distillée ou par une addition d'acide nitrique faible; les solutions alcalines, l'acide hydrosulfurique, les hydrosulfates, le nitrate de barite et le cyanure de fer et de potassium n'exercent aucun effet sensible sur la solution de ce sel s'il est pur: mais le bichlorure de platine y produit un précipité jaune orangé, et les solutions d'acides tartrique et oxalique y déterminent un précipité blanc cristallin.

Usages. Ce sel est usité en médecine comme fondant et

apéritif. Sa grande affinité pour l'eau permet de l'employer en chimie, dans certains cas, pour dessécher quelques gaz ou absorber l'eau de quelques liquides qui n'exercent point d'action décomposante sur lui. La connaissance de sa composition fournit un moyen simple d'évaluer dans un liquide distillé, contenant de l'acide acétique plus ou moins étendu, la proportion exacte de cet acide.

Acétate de soude (*acétate sodique*, Berz.).

Ce sel, nommé aussi *terre foliée minérale* par opposition à l'acétate précédent que les anciens appelaient *terre foliée végétale*, se prépare par les mêmes procédés que ce dernier. On l'obtient dans les arts avec l'acide pyroligneux. L'acétate de soude purifié cristallise en longs prismes rhomboïdaux transparents. Sa saveur est amère et piquante. Il est efflorescent à l'air sec, moins soluble dans l'eau et l'alcool que l'acétate de potasse; l'eau à + 15 en dissout 1/3 de son poids.

Composition. L'acétate de soude cristallisé renferme 39,49 0/0 d'eau ou 3 atomes de ce liquide, contre 1 atome de sel anhydre; il est composé de :

Acide acétique...	62,20	ou 1 atome.
Soude..........	37,80	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{N}\,\overline{A}$.

Caractères distinctifs. Ce sel se comporte au feu comme l'acétate. Sa solution aqueuse concentrée précipite aussi par les nitrates d'argent et de protoxide de mercure; mais on ne peut la confondre avec celle de l'acétate de potasse, parce que les solutions de bichlorure de platine, d'acides tartrique et oxalique, n'y produisent aucun précipité.

Usages. Cet acétate n'est employé dans les arts que pour l'extraction de l'acide acétique.

ACIDES. On a donné le nom générique d'*acides* à des

composés électro-négatifs résultant de la combinaison soit de l'oxigène, soit de l'hydrogène, avec un radical simple ou composé. Les premiers sont appelés *oxacides* et les seconds *hydracides*.

La plupart de ces combinaisons jouissent : 1° d'une saveur aigre piquante plus ou moins prononcée ; 2° de la propriété de rougir la teinture de tournesol et la matière colorante bleue du sirop de violettes ; 3° de s'unir aux oxides des métaux électro-positifs, de les saturer en formant avec eux des sels ou des composés neutres. Cette dernière propriété est générale et caractéristique, car il existe plusieurs acides qui sont dépourvus des deux premières propriétés.

Sous le rapport de leur composition, de leur formation et du règne auquel ils appartiennent, les acides ont été divisés en deux classes : savoir en acides *inorganiques* et *organiques*, les uns sont composés ordinairement d'un radical simple, les autres ont toujours un radical composé binaire ou ternaire.

La détermination de la classe à laquelle appartient un acide, ne peut être établie qu'à l'aide de l'analyse ou d'après les caractères généraux, que présentent les combinaisons des acides avec certains oxides métalliques.

Le moyen le plus certain de distinguer un acide organique d'une acide inorganique est de le combiner avec de la potasse, pour en former un sel neutre, et de soumettre celui-ci à l'action du feu, dans un tube de verre bouché par un bout : les sels inorganiques à base de potasse n'éprouvent point de décomposition pour la plupart, ou s'ils se décomposent, ils fournissent de la potasse ou un produit neutre ; les sels organiques à base de potasse sont tous décomposables, ils se boursouflent, noircissent plus ou moins et donnent généralement un résidu fixe, qui consiste en carbonate de potasse mêlé de charbon et quelquefois de

cyanure de potassium, lorsque l'acide organique contient de l'azote au nombre de ses éléments. Ce résidu dissous dans l'eau, fournit une solution alcaline qui fait effervescence avec les acides. Toutefois avant d'opérer la calcination du sel formé, il faudra rechercher s'il ne fait point effervescence avec les acides; ce phénomène indiquerait de suite que le sel appartient au genre *carbonate* et que conséquemment l'acide qu'on examine est l'acide carbonique.

La nature de l'acide étant connue, on s'occupera de déterminer quelle est son espèce soit en l'examinant par les réactifs employés à cet usage, soit en soumettant sa combinaison avec la potasse aux épreuves méthodiques, que nous exposerons à l'article sels, pour rechercher le genre auquel il appartient.

Acide acétique. Cet acide dans son plus grand état de concentration s'offre sous l'aspect d'un liquide incolore, d'une odeur vive et très piquante, il cristallise en larges lames minces, à + 15°.

Cet acide qui ne peut être obtenu sans eau, constitue un véritable hydrate, renfermant un atome d'eau ou 14,89 d'eau pour cent. Sa densité est de 1,063 et il marque 8°,5/10 à l'aréomètre de Baumé ; son point d'ébullition est à + 119°,5. L'eau et l'alcool le dissolvent en toutes proportions. En y ajoutant de l'eau, sa densité augmente jusqu'à une certaine limite; d'après les expériences de M. Mollerat, elle est de 1079, lorsque la quantité d'eau ajoutée est le double de celle qu'il contient déjà : passé ce terme, la densité de l'acide diminue proportionnellement à l'eau qu'il contient, et elle redevient ce qu'elle était primitivement, lorsque le rapport de l'*acide* est à celui de l'eau :: 110,0 : 112 . 2.

En pharmacie on connait sous la nom de *vinaigre radical* l'acide acétique obtenu de la distillation du deuto-acétate de cuivre desséché ; cet acide a une densité de 1075

à 1083 et marque de 10° à 11° à l'aréomètre ; il n'est pas aussi concentré que le précédent et renferme toujours un peu d'*acétone* ou *esprit pyroacétique.*

Composition. L'acide acétique pur et anhydre est formé de carbone 47,54 ; hydrogène 5,81 ; oxigène 46,66. Sa formule est = $C^4 H^6 O^3$.

Caractères distinctifs : 1° Projeté sur un charbon ardent, l'acide acétique hydraté se volatilise en produisant des vapeurs très piquantes.

2° Étendu d'eau, il forme une liqueur acide dont l'odeur est celle du vinaigre fort ; cette solution ne précipite par aucun réactif ; saturée par la potasse elle fournit un sel blanc, piquant, très déliquescent, facile à reconnaître pour de l'acétate de potasse, d'après les caractères que nous avons exposés à l'article de ce sel.

Détermination de la proportion d'acide acétique contenue dans un acide étendu d'eau.

La quantité d'acide acétique pur contenue dans un liquide distillé ne peut être exactement connue que par sa saturation : or l'expérience a appris que 100 parties d'acide acétique pur hydraté, contenant 1 atome d'eau, étaient saturées par les quantités de carbonates de potasse et de soude secs ci-dessous indiquées.

100 acide	saturent.	114,64	carbonate de potasse.
100 id.	id.	88,51	carbonate de soude.

Par conséquent le moyen d'évaluer la proportion d'acide acétique dans une liqueur, est de composer une solution titrée de carbonate de potasse ou de soude que l'on place dans une cloche graduée et de chercher quelle est la quantité de cette solution, pour saturer exactement un poids de l'acide qu'on examine.

Exemple. Admettons qu'on ait formé une solution de

carbonate de soude, contenant 20 0/0 de ce sel sec; que 100 grammes d'acide acétique étendu exigent 85 parties de la première solution. On cherchera d'abord quelle est la quantité de carbonate de soude renfermée dans les 85 parties de la solution titrée :

Or 100 : 20 :: 85 : x.

$$x = \frac{85 \times 20}{100} = 17 \text{ grammes.}$$

Les 17 grammes de carbonate de soude trouvés par la proportion établie ci-dessus, ont dû saturer tout l'acide acétique contenu dans les 100 parties d'acide étendu. Pour connaître cette quantité exacte, il faut établir cette nouvelle proportion dans laquelle les deux premiers termes sont encore connus. 88,51, : 100 :: 17 : x.

Le nombre 88,51 représente la quantité de carbonate de soude sec qui sature 100 d'acide acétique pur.

$$x = \frac{17 \times 100}{88,51} = 19,47$$

Le nombre 19,47 est la quantité d'acide acétique pur, qui était contenue dans les 100 parties d'acide faible.

De l'acide acétique considéré sous le rapport médico-légal.

L'acide acétique concentré est un poison irritant, énergique, d'après M. Orfila, susceptible de déterminer une mort prompte. Lorsqu'il est introduit dans l'estomac, il détermine une exsudation sanguine, puis le ramollissement et l'inflammation des membranes du canal digestif et quelquefois leur perforation.

Dans les recherches sur l'empoisonnement par cet acide, la présence de celui-ci peut toujours être constatée, d'après

MM. Barruel aîné et Orfila, en distillant, à la température d'un bain de chlorure de calcium en solution concentrée, les liquides extraits de l'estomac et son lavage à l'eau distillée (*Journal de chimie médicale*, tom. VII, p. 460).

Le produit liquide, incolore, rougit le papier tournesol : il n'a pas d'action sur les solutions de nitrate de barite et de nitrate d'argent; saturé par la potasse, il fournit par l'évaporation un résidu salin, blanc, piquant, facile à reconnaître pour de l'acétate de potasse.

ACIDE ANTIMONIEUX. (*Deutoxide d'antimoine.*)

Cet acide qui se forme en traitant à chaud l'antimoine en poudre par l'acide nitrique, est en poudre blanche insipide, insoluble dans l'eau et dans les acides affaiblis ; exposé au feu il est infusible et fixe.

Composition. L'acide antimonieux est formé d'après M. Berzélius, de :

Antimoine.....	80,13	ou 2 atomes.
Oxigène.	19,87	4 atomes.
	100,00	

Sa formule est = $\overset{::}{Sb}$.

Caractères distinctifs. 1° Placé sur un charbon ardent il n'éprouve aucune altération à cette température; chauffé au chalumeau sur un charbon, il se volatilise dans la flamme intérieure en se réduisant; mais, en y ajoutant un peu de potasse ou de soude, il fond et se réduit en petits globules d'antimoine.

2° Traité par une solution de potasse caustique bouillante, il se dissout peu à peu et produit une dissolution incolore d'où les acides séparent l'acide antimonieux, à l'état d'hydrate, sous forme de flocons blancs; en versant dans cette solution d'antimonite de potasse une solution de protosulfure de potassium et un acide, il y a formation

d'un précipité jaune-orangé de deuto-sulfure d'antimoine hydraté.

3° L'acide hydrochlorique ou chlorhydrique le dissout à chaud et produit une dissolution incolore qui précipite en flocons blancs par l'eau et en jaune-orangé par l'acide hydrosulfurique; une lame de zinc plongée dans cette dissolution en réduit sur le champ l'antimoine qui se dépose sous forme de flocons noirs.

Acide antimonique. Cet acide se forme 1° en traitant par l'acide nitrique bouillant le résidu de l'évaporation de la dissolution d'antimoine dans l'eau régale (acide chloro-hyponitrique); 2° en calcinant l'antimoine pulvérisé avec quatre fois son poids de nitre. A l'état d'hydrate, il est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau ; il rougit le papier et la teinture de tournesol; chauffé, il abandonne d'abord son eau, devient jaune-citrin et perd sous cet état la propriété de rougir le papier de tournesol, quoiqu'il agisse encore sur la teinture étendue d'eau comme nous l'avons constaté. Calciné au rouge, il abandonne une partie de son oxigène en se transformant en acide antimonieux.

Composition. Cet acide contient sur cent parties :

Antimoine..........	76,34	ou 2 atomes.
Oxigène............	23,66	5 atomes.
	100,00	

Sa formule est $= \dddot{\text{Sb}}$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide antimonique hydraté jaunit lorsqu'on le projette sur un charbon incandescent.

2° Calciné au chalumeau, il se comporte différemment suivant qu'il est hydraté ou non; celui qui contient de l'eau passe du blanc au jaune en dégageant de l'eau, puis revient au blanc par l'ignition en dégageant de l'oxigène; l'acide

antimonique anhydre blanchit au premier coup de feu et se change en acide antimonieux. En le chauffant sur le charbon avec un peu de potasse, il se réduit en globules métalliques.

3° La solution de potasse le dissout à chaud, et cette dissolution se comporte avec les réactifs comme celle de l'acide antimonieux dans le même alcali. La seule différence consiste dans la couleur jaune-orangé moins foncé du persulfure d'antimoine hydraté, qu'on forme en ajoutant du protosulfure de potassium et un acide.

4° Sa dissolution, dans l'acide hydrochlorique concentré précipite en blanc par l'addition d'une petite quantité d'eau, et en jaune-orangé par l'acide hydrosulfurique. D'après L. Gmelin, quand on verse beaucoup d'eau à la fois dans cette dissolution elle reste limpide, tandis que la dissolution de l'acide antimonieux dans le même acide se trouble et se précipite; une lame de zinc en réduit aussi l'antimoine.

Acide arsénieux (*oxide blanc d'arsenic*, *arsenic blanc*, (*vulgò*) *mort aux rats*).

Ce composé d'arsenic et d'oxigène, rangé aujourd'hui au nombre des acides, se produit dans la calcination de l'arsenic à l'air et pendant le grillage des différents arsénio-sulfures de cobalt; c'est par ce dernier procédé qu'on obtient celui qui est versé pour les besoins des arts. L'acide arsénieux se rencontre dans le commerce, en morceaux blancs, opaques à leur surface, présentant ordinairement une couche intérieure demi-transparente et vitreuse; sa densité = 3,738. Exposé à l'air, il perd bientôt sa transparence primitive et devient d'un blanc laiteux, plus friable et un peu plus soluble dans l'eau d'après les expériences de M. Guibourt; sa saveur est âpre et un peu âcre avec un arrière goût douceâtre.

Chauffé dans des vases ouverts, il se sublime entièrement

en petits cristaux tétraèdres transparents : projeté sur les charbons rouges, il se volatilise en fumée blanche, d'une odeur alliacée très caractéristique; cette odeur, due à une portion d'arsenic réduite par le contact du charbon, ne se manifeste point quand on place l'acide arsénieux sur un morceau de brique chauffé au rouge; il se volatilise alors sans odeur sensible.

Cet acide est peu soluble dans l'eau, plus à chaud cependant qu'à froid; ce liquide en dissout à + 15° 96/10000 et à + 100°, 968/10000, aussi une partie de l'acide se sépare-t-elle sous forme cristalline, par le refroidissement de la solution.

Composition. L'acide arsénieux est formé de :

Arsénic	75,82	ou 2 atomes.
Oxigène.......... .	14,18	3 atomes.
	100,00	

Sa formule est = $\dddot{As}$.

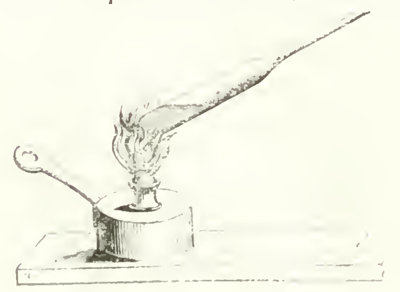
Caractères distinctifs. 1° Réduit en poudre fine et projeté sur un charbon ardent, l'acide arsénieux se dégage aussitôt en vapeurs blanches d'une odeur alliacée, et ne laisse aucun résidu sur le charbon. Si, pendant cette volatilisation, on approche, à deux ou trois pouces, une lame de cuivre rouge décapée, cette vapeur se condense et recouvre ce métal d'une couche blanche; mais, si la lame est tenue très près du feu, c'est à dire à une ligne ou deux, on obtient une couche noirâtre ou grisâtre. La couleur noirâtre, développée dans ce dernier cas, dépend, comme M. Orfila l'a démontré, d'une portion d'arsenic métallique qui s'y est déposée et qui, ayant été réduite par le contact du charbon, se condense sur la lame avant d'avoir été brûlée par l'oxigène de l'air (*journal de Chimie médicale et de Toxicologie,* tome V, page 350).

2° Dissous dans l'eau bouillante, sa solution rougit faiblement la teinture de tournesol; l'eau de chaux mise en excès y occasionne un précipité blanc *d'arsenite de chaux*, soluble dans un excès d'acide; l'acide hydrosulfurique lui communique une couleur jaune doré qu'une petite quantité d'ammoniaque fait disparaître, et que les acides rétablissent en y déterminant alors un précipité floconneux jaune de sulfure d'arsenic. Si l'on abandonne à elle-même la solution mêlée à l'acide hydrosulfurique, elle se trouble au bout de quelques temps et dépose des flocons jaunes; l'addition de quelques gouttes d'acide hydrochlorique déterminent cet effet à l'insant, et le précipité qui se forme jouit de la propriété de se redissoudre dans l'ammoniaque liquide et d'en être de nouveau séparé par les acides.

3° Saturée par quelques gouttes de potasse à l'alcool, cette solution produit avec le nitrate d'argent un précipité floconneux jaune-serin qui brunit à la lumière, et avec le deuto-sulfate de cuivre un précipité d'un beau vert d'herbe (deuto-arsenite de cuivre).

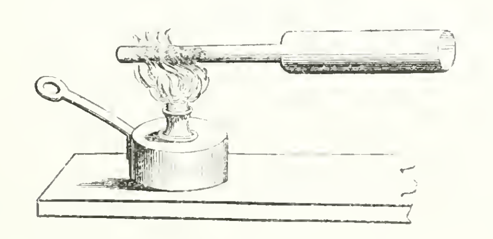
La solution d'acide arsénieux non saturée produit ce dernier effet avec le sulfate de cuivre ammoniacal.

4° En évaporant à siccité la solution d'acide arsénieux saturée par la potasse mêlant le résidu avec un peu de charbon et le calcinant à la flamme d'une lampe à esprit de vin, dans un petit tube effilé, comme le représente la figure ci contre, on obtient à peu de distance du point chauffé une incrustation brillante d'arsenic métallique, qui adhère aux parois du verre et lui donne l'aspect du verre étamé.



5° Une petite quantité d'acide arsénieux en poudre mêlée intimement avec un peu de flux noir (voyez ce mot), fournit aussi le même résultat lorsqu'on calcine ce mélange dans un tube de verre tiré en pointe.

6° La réduction de l'acide arsénieux peut encore être opérée sur des quantités minimes d'après M. Berzélius, par le procédé suivant. Après avoir effilé à la lampe un tube ordinaire, de manière à lui donner le diamètre d'une forte aiguille à tricoter, on le ferme à son extrémité. On y introduit un très petit grain d'acide arsénieux, puis on ajoute par dessus des petits fragments de charbon bien secs et on en forme une couche de 5 à 6 millimètres de hauteur : on tient horizontalement le tube dans la flamme d'une lampe à alcool, de manière à ne chauffer d'abord que la couche de charbon, comme on le voit dans la figure.



Lorsque le charbon est rouge, on porte dans la flamme l'extrémité du tube qui contient le grain d'acide arsénieux; celui-ci en s'évaporant, se réduit par le contact du charbon rouge et se condense à peu de distance en avant du charbon sous forme d'un anneau métallique et brillant, qu'on peut chasser plus loin en l'approchant à son tour de la flamme. (*Traité de chimie*, tome 2, page 446.)

Tels sont les caractères à l'aide desquels on peut reconnaître d'une manière certaine même les plus petites quantités d'acide arsénieux. Nous joignons ci-après un tableau

où se trouvent rapportés les divers degrés de sensibilité des réactifs employés dans ces sortes d'expériences.

RÉACTIFS EMPLOYÉS.

QUANTITÉS d'acide arsenieux en solution, dans l'eau.	ACIDE hydrosulfurique.	HYDROSULFATE et acide.	SULFATE ammoniacal de cuivre.	EAU de chaux.	EAU de barite.
1/2500	Coloration en jaune.	Précipité jaune pâle.	Précipité vert d'herb.	Précipité blanc floc.	Rien.
1/5000	Idem.	Idem.	Idem.	Rien d'abord; se trouble et précipite.	Idem.
1/10000	Idem.	Idem.	Id., moins foncé.	Rien.	Idem.
1/20000	Rien.	Précipité blanc jaunâtre.	Précipité vert pâle.	Rien	Idem.
1/40000	Rien.	Idem.	Précipité vert pâle.	Rien.	Idem.
1/80000	Rien.	Rien.	Précipité vert clair.	Rien.	Idem.
1/160000	Rien.	Rien.	Préc. vert très pâle.	Rien.	Idem.

De l'acide arsénieux considéré sous le rapport médico-légal.

Les expériences que l'on doit faire dans les recherches chimiques relatives à l'empoisonnement par cet acide, sont des applications de ce que nous avons relaté ci-dessus.

1° S'il reste une portion de la matière suspecte qu'on suppose avoir occasionné la mort, on devra la soumettre d'abord à l'action du feu, ensuite en dissoudre une certaine quantité dans l'eau bouillante, et examiner si cette solution se comporte avec les réactifs comme nous l'avons rapporté précédemment.

2° Si le reste du poison a été dissous dans l'eau, on en fera évaporer une portion dans une capsule de porcelaine pour examiner le résidu, et on agira sur l'autre portion d'après les moyens qui sont mentionnés pages 28 et suiv.

3° Tout le poison ayant été avalé, il faudra agir sur les matières des vomissements, en séparer d'abord la partie liquide, qu'on filtrera et qui sera soumise à l'action des réactifs énoncés plus haut. Dans la partie solide des vomissements on recherchera avec soin si on n'aperçoit pas de points blancs durs et granuleux qui, mis sur les charbons ardents s'évaporent en fumée blanche d'odeur alliacée; si ces recherches ne fournissent aucun résultat, il sera nécessaire de faire bouillir, pendant un quart d'heure environ, avec douze à quinze fois son poids d'eau distillée, une partie des matières solides, filtrer ensuite la liqueur et la soumettre aux épreuves qui sont indiquées.

4° Les matières recueillies après la mort dans l'estomac et les intestins doivent être soumises aux mêmes investigations; on peut les résumer dans ces trois points principaux. A. Rechercher si à l'œil nu et ensuite à l'œil armé d'une loupe on n'aperçoit pas de fragments d'acide arsénieux parmi ces matières, les extraire mécaniquement si cela est possible pour les examiner en particulier. B. Si ces matières ne contenaient point de particules visibles d'acide arsénieux, les presser dans un linge blanc afin de séparer la partie liquide qui devra être filtrée et examinée avec

soin. C. Si ces essais n'ont point fait découvrir l'acide arsénieux, traiter les matières solides exprimées par dix à douze fois leur poids d'eau bouillante dans une capsule de porcelaine ou un ballon de verre, filtrer la décoction qu'on mettra en contact avec de l'acide hydrosulfurique et quelques gouttes d'acide hydrochlorique; si la dissolution contient de l'acide arsénieux, elle se colorera en jaune et produira un précipité de sulfure d'arsenic. Dans ce cas, il sera utile pour démontrer que ce précipité est occasionné par de l'acide arsenieux qui existait dans la dissolution, de le recueillir, le dissoudre dans l'ammoniaque, évaporer ensuite la dissolution ammoniacale et calciner le résidu dans un tube effilé avec un peu de flux noir ou de potasse; l'arsenic séparé de sa combinaison avec le soufre se volatilise et il sera facile de le reconnaître à son aspect métallique brillant et à l'odeur alliacée qu'il répandra en le mettant sur un charbon incandescent.

Dans ces sortes de recherches la réduction peut seule être regardée comme une épreuve certaine, et son résultat est de la plus grande importance pour établir le corps du délit dans un jugement.

M. Berzélius indique un procédé différent de celui-ci et qu'il regarde comme la meilleure méthode pour constater la présence de l'acide arsénieux dans les cas de médecine légale. Ce procédé qui a été employé pour la première fois, par Valentin Rose, mais qu'il a modifié, consiste à faire bouillir l'estomac et les membranes coupées avec une faible solution de potasse caustique, à saturer la liqueur avec de l'acide hydrochlorique, la filtrer et y faire passer un courant de gaz hydrosulfurique. Le sulfure d'arsenic reçu sur un filtre et desséché, est projeté dans du nitre en fusion. Le soufre et l'arsenic sont alors transformés, le premier en acide sulfurique, et le second en acide arsénique qui restent unis à la potasse. Après

avoir dissout dans l'eau le produit de la calcination, on verse dans la solution de l'eau de chaux en excès, il en résulte de l'arséniate de chaux insoluble qu'on recueille sur un filtre. C'est de ce sel desséché, mêlé avec un peu de charbon que M. Berzélius retire l'arsenic, en calcinant ce mélange dans un petit tube effilé et terminé par une boule comme le représente la figure ci-dessous.

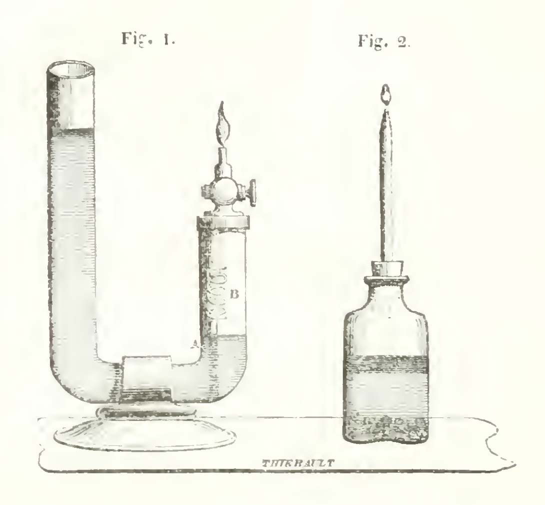


Le mélange placé dans la petite boule A étant chauffé, fournit de l'arsenic qui se condense dans la partie étroite du tube, en formant un anneau brillant.

Un nouveau procédé pour séparer de très petites quantités d'arsenic des substances organiques avec lesquelles il est mélangé, vient d'être publié par James Marsh, dans les premiers mois de l'année dernière. Ce procédé fournit un moyen prompt et commode d'isoler directement l'arsenic à l'état de pureté, et de pouvoir le soumettre seul à l'action des réactifs appropriés ; il est fondé sur la propriété qu'a l'hydrogène à l'état de gaz naissant de réduire les acides arsénieux et arsénique et de former avec leur radical métallique du gaz hydrogène arsénié, qui se sépare spontanément, en raison de son élasticité, des liqueurs où il s'est produit, et peut être recueilli dans un appareil à gaz ordinaire pour un examen ultérieur. Ce procédé simple, moins long et moins pénible que celui que l'on suit ordinairement pour découvrir l'arsenic dans les substances organiques, permet de retirer directement de petites quantités d'arsenic d'aliments liquides visqueux, tels que gruau, potages, porter, infusion de café, vin, etc.

L'appareil que James Marsh a mis en usage dans ces

sortes d'expériences, consiste, comme le montre la fig. 1re représentée ci-dessous :



en un tube de verre, recourbé en syphon et ouvert aux deux extrémités ; son diamètre est de 3/4 de pouce à l'intérieur : la branche la plus courte a cinq pouces environ, et la plus longue huit pouces de longueur. Un robinet terminé par un petit tube effilé est mastiqué à la plus courte branche, enfin l'appareil est fixé verticalement dans un support ou pied en bois. Une baguette de verre A longue d'un pouce environ, est placée dans la plus courte branche ; on y porte ensuite une feuille de zinc pur B, doublement recourbée et qui se trouve retenue par la baguette de verre qui a été introduite en premier lieu.

Lorsqu'on veut expérimenter sur un liquide dans lequel on recherche l'arsenic, on le mélange d'une certaine quantité d'acide sulfurique distillé et on le verse dans la longue branche de l'appareil, jusqu'à ce qu'il arrive dans la courte à environ un quart de pouce au-dessous du robinet tenu ouvert. Alors il se développe par le contact de la liqueur

acide et du zinc du gaz qui est de l'hydrogène pur, s'il n'y a pas d'arsenic, mais si la liqueur en contient, il se produit en même temps de l'hydrogène arsénié. Quand on a laissé perdre les premières portions de gaz pour chasser l'air, on ferme le robinet et tout le gaz dégagé se rassemble dans la plus courte branche en repoussant le liquide dans la plus longue, jusqu'à ce qu'il soit dans la plus courte au-dessous de la lame de zinc, comme cela a lieu dans une lampe à gaz hydrogène. Si après avoir ouvert le robinet, on enflamme le gaz à sa sortie, et qu'on tienne horizontalement en contact avec la flamme, une lame de verre ou une soucoupe de porcelaine, l'arsenic se dépose sur ces corps froids en formant des taches rondes d'un gris noir, avec éclat métallique. S'il n'y a pas d'arsenic dans le gaz qui brûle à l'air, la flamme est transparente, jaunâtre, et ne dépose que de la vapeur d'eau sous forme d'une légère rosée.

Si l'on tient au-dessus de la flamme un tube de 8 à 10 pouces de longueur sur 1/4 de pouce de diamètre, l'arsenic déposé dans la flamme pouvant alors brûler à l'air, et s'oxider, se dépose dans le tube à l'état d'acide arsénieux sous forme d'une poudre blanche : si le tube incliné de 40 à 45 degrés touche la flamme à son sommet, on peut se convaincre par trois effets de la présence de l'arsenic : il se dépose de l'arsenic métallique dans la partie du tube que la flamme touche, et au-dessus de ce point à une petite distance il se condense de l'acide arsénieux ; enfin à l'extrémité du tube, on observe l'odeur alliacée et caractéristique de la vapeur d'arsenic. 1/70000 d'acide arsénieux en solution est manifesté en peu de temps par ce procédé.

On peut remplacer l'appareil que nous avons décrit par un petit flacon muni d'un tube effilé à la lampe. *Voy.* fig. 2. En mettant dans le flacon la liqueur qu'on examine avec du zinc et de l'acide sulfurique, recouvrant le tout d'une

couche d'huile de deux lignes d'épaisseur, pour empêcher leur effervescence écumeuse qui ferait sortir la liqueur par l'ouverture du tube, on obtient, comme nous l'avons constaté, les mêmes résultats que ceux fournis par l'appareil de James Marsh.

MM. Orfila et Lesueur, dans leurs recherches ayant pour but de découvrir par l'analyse chimique les substances vénéneuses dans les cadavres inhumés depuis longtemps, sont arrivés à l'égard de l'acide arsénieux à des résultats trop importants, pour que nous n'en consignions pas ici les principales conclusions. Ces expérimentateurs ont déduit de leurs observations : 1° qu'il est permis de constater la présence de l'acide arsénieux mêlé avec des matières animales, même au bout de plusieurs années ; 2° qu'il faut néanmoins, dans beaucoup de cas, le débarrasser d'une grande quantité de ces matières dissoutes par l'eau, en évaporant jusqu'à siccité la liqueur qui contient l'acide arsénieux et en agitant pendant quelques minutes dans l'eau distillée bouillante le produit de l'évaporation ; 3° que si l'acide arsénieux a été employé à l'état solide, il ne sera pas impossible, même longtemps après l'inhumation, d'apercevoir çà et là des grains, qui, étant détachés avec la pointe d'un canif, présenteront tous les caractères de ce poison ; 4° qu'il n'est pas douteux que l'acide arsénieux ne se transforme à la longue, et à mesure qu'il se produit de l'ammoniaque, en arsenite d'ammoniaque, beaucoup plus soluble ; en sorte qu'il pourrait se faire qu'au bout de plusieurs années, on ne pût parvenir à démontrer la présence de l'acide arsénieux, sa combinaison avec l'ammoniaque produite étant soluble, elle aurait filtré dans la terre à travers les parois de la bière, lorsque la putréfaction a fait de grands progrès.

Des faits publiés par M. Orfila lui-même attestent qu'il a encore été possible de retrouver cet acide dans les débris

d'un cadavre, après sept ans d'inhumation (*Journal de chimie médicale*, tome VI, p. 63).

Dans un nouveau mémoire lu à l'académie royale de médecine, le 29 janvier 1839, M. Orfila a démontré par une suite d'expériences multipliées sur l'empoisonnement par l'acide arsénieux : 1° que cet acide introduit dans l'estomac ou appliqué sur le tissu cellulaire des chiens vivants est absorbé et qu'il se mêle au sang et est porté dans tous les organes de l'économie ; 2° que c'est à cette absorption du poison qu'il faut attribuer la mort qui en est la suite ; 3° qu'il est possible, à l'aide de certains procédés chimiques, de retirer l'arsenic métallique de la portion d'acide arsénieux qui a été absorbée, lors même qu'on n'a pas découvert de traces de cet acide dans les matières provenant de l'estomac et des intestins des personnes empoisonnées ; 4° que le meilleur procédé à suivre pour l'extraction de l'arsenic, contenu dans la faible partie d'acide arsénieux qui a été absorbée, consiste à faire bouillir pendant cinq à six heures dans une grande chaudière de fonte ou de cuivre, tout le cadavre coupé en petits morceaux, avec de l'eau distillée à laquelle on a ajouté dix à douze grains de potasse à l'alcool solide, à passer avec expression à travers un linge le décoctum, le laisser refroidir pour séparer la graisse, et le soumettre, après l'avoir acidulé par l'acide hydrochlorique, à un courant de gaz hydrosulfurique, qui précipite une partie de l'arsenic à l'état de sulfure et mêlé à de la matière organique. Le décoctum privé d'une partie d'arsenic par ce premier moyen, doit être évaporé à siccité, après y avoir fait dissoudre un excès de nitrate de potasse. En calcinant ce résidu par petites portions dans un creuset de terre rougi au feu, toute la matière organique est brûlée, et l'arsenic qu'elle contenait est transformé en acide arsénique qui reste uni à la potasse. Pour démontrer alors sa présence dans ce résidu de la calcination, on le

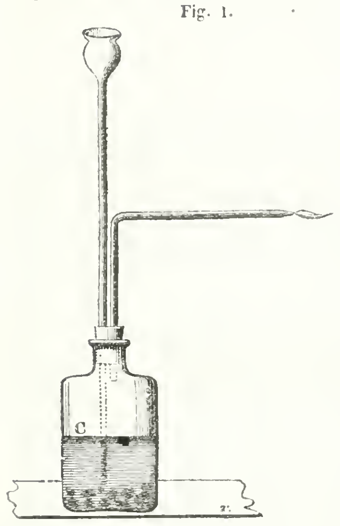
délaie dans l'eau distillée ; et après l'avoir sursaturé par l'acide sulfurique, on le fait chauffer pour dégager l'acide nitrique et hyponitrique qui s'y trouvaient, c'est alors qu'en introduisant ce liquide dans l'appareil de Marsh, il devient facile d'obtenir en quelques secondes de l'*arsenic métallique*.

M. Orfila établit que l'on peut *à la rigueur* déceler ce poison dans les animaux empoisonnés, en traitant par le procédé rapporté ci-dessus un certain nombre de muscles, ou un seul des viscères de l'économie animale, préalablement desséchés, surtout lorsque ces viscères sont très vasculaires ; mais qu'il est préférable d'agir sur le cadavre entier, ou du moins sur la moitié, la proportion d'acide absorbé étant ordinairement très faible. La présence de l'arsenic peut encore être décelée par les mêmes moyens dans le sang extrait d'une saignée, surtout si la quantité de ce liquide s'élève à quelques onces.

Dans les recherches précédentes, M. Orfila a apporté une modification importante à l'appareil de Marsh, dont nous avons donné la description à la page 34. Pour éviter l'effervescence écumeuse qui fait sortir de l'appareil une partie de la liqueur à essayer, et empêche le gaz hydrogène de brûler, et pour se dispenser de faire usage de l'huile qui avait été indiquée dans cette circonstance, M. Orfila a eu l'heureuse idée de détruire la matière organique en la brûlant par le nitrate de potasse, et de rendre ainsi l'extraction de l'arsenic plus facile. L'appareil qu'il a employé à cet effet consiste en un flacon ordinaire, fermé par un bouchon de liége percé de deux trous qui donnent passage, l'un à un tube droit assez large, d'un pied de long, qui plonge dans le liquide, l'autre à un tube recourbé à angle droit qui ne pénètre que d'une petite quantité dans la partie vide du flacon par l'une de ses extrémités, tandis que l'autre ef-

filée en pointe est destinée à la sortie du gaz hydrogène (*voy.* fig. 1). Cette nouvelle disposition de l'appareil permet d'introduire dans le flacon sans le déboucher, la liqueur à essayer.

Fig. 1.



Les préparations antimoniales traitées dans les mêmes circonstances avec l'appareil de Marsh donnent des taches noires sur les capsules de porcelaine. Ces taches que l'on pourrait confondre à la vue avec celles produites par les préparations arsénicales, s'en distinguent : 1° en ce qu'elles ne se volatilisent qu'en partie, lorsqu'on les expose à la flamme du gaz hydrogène pur; 2° chauffées avec de l'acide nitrique, elles sont transformées en acide antimonieux qui n'éprouve aucun changement par la solution de nitrate d'argent, tandis que les taches d'arsenic fournissent par le même réactif de l'acide arsénique, qui précipite en rouge briqueté par cette même solution.

Acide arsénique. Cet acide obtenu en faisant réagir sur l'acide arsénieux un mélange d'acide nitrique et d'acide hydrochlorique, se présente en une masse blanche, amorphe, déliquescente à l'air, d'une saveur très acide, âcre et même caustique. Il est très soluble dans l'eau et dans l'alcool, incristallisable et plus vénéneux que l'acide arsénieux. Exposé à une chaleur rouge, il fond et se décompose à une température plus élevée en oxigène et en acide arsénieux qui se volatilisent tous les deux.

Composition. Le rapport des éléments de cet acide est :

Arsenic....	65,28 ou 2 atomes.	
Oxigène....	34,72	5 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{As}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis sur un charbon ardent, l'acide arsénique se boursoufle, perd toute l'eau qu'il contient et devient opaque; si on active alors la combustion du charbon, il se dissipe bientôt en vapeurs blanches d'une odeur alliacée.

2° Mêlé avec du flux noix et calciné dans un petit tube de verre effilé, il fournit de l'arsenic métallique.

3° Dissous dans l'eau, il donne une solution incolore qui rougit fortement la teinture de tournesol; cette solution précipite en flocons blancs l'eau de chaux et l'eau de barite, et les arséniates de ces bases insolubles dans l'eau se redissolvent avec facilité dans un excès d'acide arsénique.

L'acide hydro-sulfurique versé dans cette solution n'y produit aucun effet sur le champ; au bout de quelques heures, il la trouble et la jaunit; mais, si on chauffe ce mélange, il ne tarde pas (d'après M. Orfila) à fournir un précipité jaune de persulfure d'arsenic. Nous avons observé qu'en faisant bouillir une portion de solution d'acide arsénique avec de l'acide sulfureux, jusqu'à ce que toute odeur de celui-ci ait disparu, la solution alors en partie ramenée à l'état arsénieux devenait instantanément jaune et trouble par l'acide hydrosulfurique.

Le nitrate d'argent, versé dans la solution d'acide arsénique, y occasionne sur le champ un précipité pulvérulent d'une couleur rouge briqueté foncé, qui est de l'*arséniate d'argent*. Le deuto-sulfate de cuivre n'a aucune action sur cette solution, mais le sulfate de cuivre ammoniacal y forme un précipité blanc bleuâtre (deuto-arséniate de cuivre).

4° Enfin, en plongeant une lame de zinc dans une solution d'acide arsénique additionnée de quelques gouttes d'acide sulfurique, il se dépose, au bout de 20 à 30 minutes, une poudre noire d'arsenic métallique.

Acide azotique (voyez *acide nitrique*).

Acide benzoïque. (*Acide du benjoin, fleurs de benjoin des anciens chimistes.*)

Cet acide, dont le nom est tiré du mot latin *benzoe*, benjoin, existe à l'état de liberté dans ce baume et dans ceux du Pérou et de Tolu, ainsi que dans le styrax, le storax, la vanille, etc., etc.

On l'obtient ordinairement en chauffant modérément le benjoin concassé dans des vases sublimatoires, ou en traitant ce baume par l'intermède de l'eau et des alcalis. Cet acide forme environ 1/10 du benjoin.

L'acide benzoïque, extrait par sublimation, contient toujours une petite quantité d'huile volatile qui lui donne une odeur aromatique agréable, un peu analogue à celle de la vanille; mais privé de cette huile il est tout à fait inodore : il se présente en petites aiguilles blanches, aplaties, très légères, d'une saveur acidule, chaude et ensuite âcre. Exposé au feu dans un tube il fond aisément, bout ensuite et se sublime presqu'en totalité sous forme de longues aiguilles prismatiques, satinées.

L'eau à la température ordinaire en dissout 1/200 et à + 100, 1/12 de son poids. Cette solution en se refroidissant dépose des cristaux aiguillés ou aciculaires. Cet acide est plus soluble dans l'alcool; en mêlant sa solution alcoolique avec de l'eau, elle se trouble et en laisse précipiter une partie.

Composition. L'acide benzoïque sublimé ou cristallisé renferme un atome d'eau: à l'état anhydre il est formé de :

Carbone...........	74,45 ou	12 atomes.
Hydrogène.........	4,34	10 atomes.
Oxigène...........	21,23	3 atomes.
	100,02	

Sa formule est B = C^{12}, H^{10}, O^{3}.

D'après les nouvelles considérations déduites des expériences de MM. Liebig et Woohler, cet acide doit être regardé comme formé d'un radical composé (C^{12} H^{10} O^{2}), combiné à 1 atome d'oxigène; c'est ce radical, non encore isolé, qu'ils ont nommé *benzoïle*, et qui existe dans plusieurs produits organiques qui se transforment en cet acide, en s'oxidant à l'air ou sous l'influence des acides ou des bases.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, l'acide benzoïque s'exhale à l'instant en fumée blanche épaisse, d'une odeur piquante, très âcre et qui excite la toux.

2° Dissous dans l'eau bouillante, il forme une solution incolore qui rougit fortement le papier de tournesol, et cristallise par le refroidissement en petites aiguilles très légères : l'eau de chaux, l'eau de barite, les solutions des acétates de plomb neutre et tribasique; celles de nitrate d'argent et de mercure n'y produisent aucun précipité; mais si on ajoute au mélange de cette solution, avec le nitrate d'argent une goutte ou deux d'ammoniaque, il se produit aussitôt un précipité blanc floconneux de benzoate d'argent qu'une grande quantité d'eau redissout.

3° Saturé par la potasse ou l'ammoniaque, les benzoates qui en résultent sont décomposés par tous les acides, à l'exception de l'acide carbonique; il se forme, dans tous les cas, un précipité blanc cristallin d'acide benzoïque; les sels de peroxide de fer à l'état neutre sont précipités en jaune

rougeâtre par ces sels, tandis que les sels de protoxide ne le sont point.

Usages. La propriété dont jouit l'acide benzoïque de former avec le peroxide de fer un composé insoluble dans l'eau, permet d'employer, dans les recherches analytiques, un benzoate soluble pour séparer le peroxide de fer en dissolution d'avec un grand nombre d'oxides, tels que les protoxides de manganèse, de zinc, de nickel; mais il importe que les liqueurs soient neutres et que le benzoate de peroxide de fer qui se forme soit lavé à l'eau froide, car l'eau bouillante le décompose, d'après les observations de Hisinger.

Acide borique. Ce composé, désigné autrefois sous le nom d'*acide boracique*, et en médecine sous celui de *sel sédatif de Homberg*, se trouve dans la nature à l'état de liberté et à l'état de combinaison avec certaines bases. Sous le premier état, il existe aux environs de certains volcans, et en solution dans certains lacs de Toscane, d'où on le retire par le lavage de la vase et l'évaporation. Combiné à l'oxide de sodium, il forme le borax naturel d'où on l'extrait dans les laboratoires.

Cet acide, à l'état de pureté, se présente en écailles ou paillettes brillantes, savonneuses au toucher. Il n'a point d'odeur; sa saveur est faible et à peine acidule. Exposé au feu, il fond d'abord dans son eau de cristallisation, se dessèche en se boursouflant, éprouve la fusion ignée à une température rouge et se transforme en un verre blanc transparent. Ainsi fondu, il s'effleurit par son exposition à l'air, devient opaque et pulvérulent à la surface, en absorbant peu à peu la vapeur contenue dans l'atmosphère.

L'eau à + 15 en dissout 3/100 de son poids et 8/100 à + 100. L'alcool le dissout aussi en plus grande quantité à chaud qu'à froid.

Composition. L'acide borique cristallisé ou hydraté contient différentes proportions d'eau, suivant le mode de dessiccation ; desséché à + 15°, il renferme 43,62 pour cent d'eau, et à + 100, il n'en contient plus que 27,9. Anhydre et fondu, il est formé de :

Bore.	31,22	ou 2 atomes.	BERZ.
Oxigène.	68,78	6 atomes.	
	100,00		

Sa formule $= \overset{:::}{B}$

Caractères distinctifs. 1° L'acide borique pur et cristallisé, mis sur un charbon incandescent, se ramollit en se boursouflant et se dessèche ensuite sans répandre d'odeur; chauffé au chalumeau, il fond et donne un verre transparent qui devient opaque en le mettant dans l'eau. L'acide borique du commerce, extrait du borax naturel ou Tinkal non raffiné, contient une matière grasse qui le fait noircir lorsqu'on l'expose au feu.

2° Dissous dans l'eau bouillante, l'acide borique pur forme une solution incolore qui rougit faiblement la teinture de tournesol; l'eau de chaux n'y produit d'abord aucun trouble, mais l'eau de barite y détermine aussitôt un précipité blanc floconneux, soluble dans une addition d'eau, ou par quelques gouttes d'acide nitrique ou hydrochlorique.

3° Combiné à la potasse ou à la soude, l'acide borique forme un sel soluble, d'où les acides le précipitent quand la solution est concentrée.

Cette même solution est également précipitée par les nitrates de chaux et de barite, mais les borates de chaux et de barite qui se forment sont redissous, même à froid, par une certaine quantité d'eau ; le nitrate d'argent produit

aussi un précipité, mais le précipité blanc est insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide nitrique.

4° Dissous dans l'alcool, l'acide borique forme une solution qui brûle avec une flamme verte pâle, et qui donne au papier joseph qui en est imprégné, la propriété de brûler avec la même couleur. Ce caractère se présente encore quand l'acide, même en petite quantité, est délayé dans un peu d'alcool et qu'on vient à enflammer ce liquide.

Détermination de la pureté de l'acide borique naturel.

L'acide borique importé de Toscane pour les besoins des arts et du commerce contient, indépendamment de l'eau de cristallisation, divers sels et des matières terreuses. On reconnaît facilement sa pureté en le dissolvant dans 16 à 20 fois son poids d'eau bouillante, et filtrant la solution pour séparer les matières terreuses insolubles.

La solution évaporée fournit l'acide borique cristallisé en petites paillettes. On s'assure de la pureté de cet acide en le redissolvant dans l'eau, et examinant la solution par le nitrate de barite et celui d'argent qui produisent : le premier, un précipité de sulfate de barite si l'acide contient un sulfate mélangé, et le second un précipité de chlorure d'argent qui indique la présence d'un chlorure. Enfin la solution d'oxalate d'ammoniaque fait connaître si l'acide renferme quelques sels à base de chaux.

Usages. L'acide borique est employé comme fondant dans quelques essais au chalumeau, mais on le remplace le plus souvent par le borate de soude fondu. (Voyez ce mot). Suivant M. Berzélius, l'acide borique peut servir à reconnaître de petites quantités d'acide phosphorique dans les minéraux. Si on fait fondre la matière d'essai au chalumeau avec de l'acide borique, et qu'on enfonce dans la boule d'essai fondue un petit bout de fil d'acier, il se formera à un bon feu de réduction du proto-borate de fer et

du phosphure de fer; ce dernier fond à une haute température et se présente après le refroidissement de la matière sous forme d'un culot métallique, attirable à l'aimant, de la couleur du fer et susceptible de se briser sous le marteau. Il importe, avant de faire cet essai, de s'assurer que la matière qu'on examine ne renferme ni acide sulfurique ni acide arsenique, ni oxides métalliques réductibles par le fer, car on obtiendrait un produit qui présenterait les mêmes caractères physiques.

Acide carbonique. (*Acide aérien*, *acide crayeux*, *air fixe* des anciens chimistes.)

Dégagé de toute combinaison, cet acide est gazeux, à la température et à la pression ordinaires; c'est sous cet état et en solution dans l'eau qu'on le rencontre ordinairement et que nous en étudierons les propriétés et les caractères.

A l'état gazeux. Il est incolore, d'une odeur aigrelette indéterminée, impropre à la combustion et à la respiration, sa densité est de 1,5245. Un litre de ce gaz ou 1000 centimètres cubes à 0 température et 0,76 c. de pression pèse 1^{gr},9798. Soumis à une forte pression et à un froid de—20°, il se liquéfie, et si lorsqu'il est sous cet état, on le laisse sortir du vase qui le contient par un petit orifice, le jet de liquide qui traverse l'air, produit en s'évaporant un froid si violent (—90) qu'une portion de l'acide se solidifie et se précipite sous forme de flocons blancs neigeux contre les parois des vases qui sont en contact avec le jet. (Expériences de M. Thilorier.)

Le gaz acide carbonique est légèrement soluble dans l'eau, ce liquide en dissout un peu plus de son volume à la température ordinaire et à 0^{m},76 de pression, mais par une pression plus considérable l'affinité du gaz pour l'eau augmente et celle-ci peut en contenir trois à quatre fois son volume.

Composition. Le gaz acide carbonique est formé en poids de :

Carbone	27,65	ou 1 atome.	Berz.
Oxigène.........	72,35	2 atomes.	
	100,00		

Sa formule est = $\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Ce gaz éteint les bougies allumées qu'on y plonge. 2° Agité avec la teinture de tournesol, il la rougit faiblement, mais la couleur disparaît par la chaleur à mesure que le gaz se dégage. 3° L'eau de chaux et de barite qu'on y verse l'absorbent, se troublent aussitôt et produisent un précipité blanc d'abord floconneux, qui devient pulvérulent ensuite et se dissout avec effervescence dans l'acide nitrique ou hydrochlorique. 4° Les solutions de potasse et de soude caustiques l'absorbent entièrement en se transformant en carbonates solubles qui font alors effervescence avec tous les acides.

Combiné à l'eau. L'eau saturée d'acide carbonique à la pression et à la température ordinaires contient un volume et demi de ce gaz, elle a comme ce dernier la propriété de rougir faiblement la teinture de tournesol, de précipiter en flocons blancs les eaux de chaux et de barite; exposée à l'action du feu ou placée dans le vide, elle perd peu à peu cet acide qui s'en dégage. Sous une plus forte pression l'eau peut en dissoudre cinq à six fois son volume, elle acquiert alors la propriété de mousser et de pétiller lorsqu'elle a le contact de l'air; c'est sous ce dernier état que l'acide carbonique existe dans certaines eaux minérales naturelles et artificielles.

La proportion d'acide carbonique qui se trouve en solution dans les diverses espèces d'eaux, peut être généralement estimée par le procédé suivant : on prend un petit

ballon d'une capacité connue et muni d'un tube recourbé qui doit s'engager sur la cuve à mercure. Après les avoir remplis avec de l'eau à examiner, on la fait bouillir pendant quinze à vingt minutes, en recevant le gaz qui se dégage dans une cloche ou un flacon gradué. Le gaz étant recueilli, on mesure exactement son volume en tenant compte de la température et de la pression au moment où l'on fait l'expérience, et après avoir absorbé l'acide carbonique par une solution de potasse caustique, on compare son volume à celui de l'eau qui l'a fourni.

Une autre méthode consiste à faire passer le gaz acide carbonique, dégagé par la chaleur dans un flacon contenant un mélange d'eau de chaux et d'ammoniaque ; le carbonate de chaux qui se forme dans cette circonstance est recueilli sur un filtre pesé, lavé et ensuite séché à + 100° ; de son poids on déduit la proportion d'acide carbonique et de celle-ci son volume. (Voyez *Carbonate de chaux, sa composition.*)

Dans l'évaluation de l'acide carbonique par cette méthode, M. Berzélius préfère avec raison convertir le carbonate de chaux obtenu en sulfate, qu'on peut fortement calciner sans craindre de le décomposer, et de calculer d'après le poids de ce sel, la quantité de carbonate qui lui est correspondante. La proportion du sulfate est toujours à celle du carbonate de chaux dans le rapport d'un atome du premier à un atome du second.

Usages. Le gaz acide carbonique est quelquefois employé dans les analyses minérales pour séparer les oxides de barium, de strontium ou de calcium, qui sont en solution dans l'eau et mêlés à d'autres composés ; ces oxides se précipitent à l'état de carbonates neutres, mais il faut avoir la précaution de faire bouillir la liqueur avant de les recueillir, afin d'éviter qu'une portion de ces carbonates

ne reste en dissolution à la faveur de l'excès de gaz acide carbonique qu'on a dû faire passer.

On emploie dans quelques circonstances un courant de gaz acide carbonique pour chasser l'air des tubes ou vases dans lesquels il importe qu'il ne reste point d'air atmosphérique. MM. Henry fils et Plisson ont mis en pratique ce moyen dans quelques analyses élémentaires organiques.

Acide chlorhydrique. (Voyez *Acide hydrochlorique*).

Acide chlorique oxigéné (Voyez *Acide perchlorique.*)

Acide chloronitreux. On désigne sous ce nom le résultat du mélange de l'acide hydrochlorique avec l'acide nitrique, qui en raison de la propriété qu'il possède de dissoudre l'or, a été connu des anciens chimistes sous le nom d'*eau Régale.*

Ce produit très employé dans les analyses minérales comme dissolvant de plusieurs métaux, se prépare en mêlant ensemble deux ou trois parties d'acide hydrochlorique concentré à une partie d'acide nitrique pur ; il en résulte aussitôt une coloration jaune due à du chlore et à de l'acide hyponitrique ou nitreux produits.

L'eau régale est d'un usage général pour dissoudre l'or, le platine et leurs minérais ; il est aussi employé dans l'analyse des sulfures pour acidifier le soufre.

Acide chyazique sulfuré. (Voyez *Acide hydrosulfocyanique*).

Acide chrômique. Quoique ce composé de chrôme et d'oxigène ne soit pas employé par lui-même, nous devons signaler ici ses propriétés et sa composition par la raison qu'il sert à doser le chrôme ou son oxide que renferment certains minéraux, en le calcinant avec le nitrate de potasse et précipitant le chrômate de potasse qui s'est formé par l'acétate de plomb ou par celui de barite.

L'acide chrômique à l'état de pureté, peut cristalliser mais difficilement en petites aiguilles rouges de cinabre,

d'après M. Berzélius; mais il se présente ordinairement sous l'apparence d'un liquide épais très visqueux, d'un rouge brun foncé, sa saveur est acide et styptique. Par l'évaporation, il se transforme en une matière brune sèche, qui tombe en déliquescence en se refroidissant à l'air, chauffé plus fortement, il se décompose en oxigène qui se dégage et en protoxide de chrôme qui reste à l'état d'une poudre d'un vert foncé. L'eau le dissout en se colorant en jaune brun.

Composition. Cet acide contient :

Chrôme..........	53,97 ou	1 atome.
Oxigène..........	46,03	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{Cr}$.

Caractères distinctifs. 1° Une goutte de solution concentrée de cet acide placée sur un charbon incandescent, se boursoufle et laisse une matière noirâtre spongieuse qui devient verdâtre par une plus forte chaleur.

2° Calciné sur une lame de platine, il laisse un résidu vert bouteille qui fondu au chalumeau avec du borax, produit un globule d'une belle couleur vert d'émeraude.

3° Dissous dans l'eau, il donne une solution d'un jaune brun, qui rougit fortement le papier de tournesol; cette solution devient aussitôt d'un beau vert par l'acide sulfureux; chauffée avec de l'acide hydrochlorique elle se décompose, donne du chlore et du protochlorure de chrôme qui reste dissous et colore la liqueur en vert.

L'eau de barite versée dans cette solution y forme un précipité jaune serin, très peu soluble dans l'eau, mais soluble entièrement dans l'acide nitrique; le nitrate d'argent y occasionne un précipité *rouge carmin;* le protonitrate de mercure un précipité *rouge orange,* et le nitrate

ou l'acétate de plomb un précipité d'un beau jaune citron; tous ces précipités sont redissous par l'acide nitrique en excès.

Acide citrique. (*Acide citronien, acide du citron des anciens chimistes.*)

Cet acide qui existe dans le suc de citron, d'où il a été d'abord extrait par Scheèle, se rencontre dans tous les fruits du genre *citrus*, tels que *limons*, *oranges*, etc.; on l'a trouvé depuis dans plusieurs de nos fruits indigènes, mais il y est en petite quantité et toujours mêlé à l'acide malique. On peut cependant l'extraire avec avantage de quelques espèces de groseilles d'après les observations de MM. Tilloy et Chevallier.

L'acide citrique cristallisé se présente en prismes obliques ou rhomboïdes transparents, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est fortement acide et même caustique. Il est inaltérable à l'air, soluble dans les trois quarts de son poids d'eau froide et dans la moitié de son poids d'eau bouillante. Exposé au feu il fond, se boursoufle et se charbonne en donnant entre autres produits liquides un acide particulier qui a reçu le nom de pyrocitrique.

Composition. Les cristaux d'acide citrique contiennent 18 pour cent d'eau de cristallisation, dont la moitié se dissipe à l'air sec, à une température de + 35°. Cet acide anhydre est formé de :

Carbone.....	41,84	ou 4 atomes.
Hydrogène...	3,42	4 atomes.
Oxigène.....	54,72	4 atomes.
	100,00	

Sa formule est $\overline{C} = C^4\ H^4\ O^4$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur un charbon ardent, l'acide citrique se liquéfie d'abord, se boursoufle en

noircissant et exhale une vapeur blanche, âcre et piquante qui excite le larmoiement ; il ne laisse qu'un léger résidu charbonneux qui brûle entièrement lorsqu'on active la combustion du charbon rouge qui sert de support.

2° Sa solution aqueuse a une acidité très prononcée et rougit vivement la teinture de tournesol ; elle ne précipite point l'eau de chaux même employée en excès, mais en évaporant la liqueur, il se dépose un sel blanc en petits grains qui est du citrate de chaux, peu soluble. L'eau de barite forme dans cette solution un précipité blanc floconneux, soluble dans un excès d'acide ou par l'addition d'une certaine quantité d'eau froide ; le nitrate d'argent ne la trouble point, mais en y ajoutant une goutte d'ammoniaque il se produit un précipité blanc, caillebotté, soluble dans un excès d'eau : le proto-nitrate de mercure, l'acétate de plomb neutre et l'acétate tribasique y déterminent instantanément des précipités blancs, floconneux, *insolubles dans l'eau.*

Usages. L'acide citrique est employé dans les arts et dans l'économie domestique. Il sert en teinture et dans l'impression sur étoffe. C'est à sa présence dans le jus de citron, qu'il faut attribuer l'usage qu'en font les teinturiers pour précipiter la carthamine de sa solution alcaline. On s'en sert aussi pour composer des limonades sèches ou gazeuses, en le mêlant avec du sucre aromatisé, ou avec du bi-carbonate de soude.

Dans le commerce on substitue ou on mélange souvent à l'acide citrique l'acide tartrique qui est moins cher ; il est facile de distinguer ces deux acides d'après les caractères que nous avons rapportés plus haut, car l'acide tartrique précipite l'eau de chaux et sa solution concentrée précipite un sel acide peu soluble, lorsqu'on y ajoute quelques gouttes de solution de potasse insuffisantes pour la saturer, tandis

que la solution d'acide citrique ne précipite point par ce *réactif*.

Acide formique. Sous ce nom on désigne un acide organique particulier, qui a d'abord été trouvé dans certaines espèces de fourmis des bois et qui est la cause de l'odeur aigre et piquante que ces insectes exhalent lorsqu'on les irrite. Cet acide se produit dans un grand nombre de réactions sur certains principes organiques, et pourrait être confondu d'abord avec l'acide acétique faible. Nous avons donc pensé qu'il était important de relater ici ses propriétés particulières et ses caractères. L'acide formique le plus concentré qu'on se soit procuré est toujours hydraté et contient 1 atome d'eau; il est liquide à la température ordinaire, se congèle et cristallise à 0 d'après M. Liebig; sa densité est de 1,1168, il bout à + 100 et se vaporise entièrement sans se décomposer.

Composition. Cet acide anhydre est formé de :

Carbone....	32,85	ou 2 atomes.
Hydrogène..	2,68	5 atomes.
Oxigène....	64,47	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\bar{\bar{F}}$ = $C^2 H^3 O^2$.

Sa capacité de saturation est plus grande que celle de l'acide acétique, elle est à celle-ci :: 21,490 : 15,547.

Caractères distinctifs. 1° Liquide, incolore, volatil, d'une odeur acide bien prononcée, un peu analogue à celle de l'acide acétique; il rougit fortement la tournesol.

2° Étendu d'eau, sa solution ne précipite ni l'eau de chaux ni l'eau de barite, et n'a aucune action *à la température ordinaire* sur les solutions des sels métalliques; versé dans une solution concentrée d'acétate de plomb neutre, il se produit, d'après M. Dumas, des

cristaux aiguillés de formiate de plomb peu soluble.

3° Chauffée, avec le bioxide de mercure elle le réduit avec effervescence et dégagement de gaz acide carbonique et il se dépose une poudre grise de mercure divisé : le même effet se manifeste lorsqu'on chauffe cette solution avec les solutions de nitrate d'argent et de proto-nitrate de mercure.

4° Saturé par la potasse ou la soude, l'acide formique forme un sel blanc très soluble, qui agit de la même manière sur les sels d'argent et de mercure et qui étant traité par l'acide sulfurique concentré laisse dégager l'acide formique sous forme de vapeurs acides et piquantes.

Acide gallique. Cet acide qui a d'abord été extrait de la noix de galles, d'où provient le nom qu'il porte, existe dans un grand nombre de végétaux astringents ou il est mêlé à l'*acide tannique* ou *tannin*. D'après les dernières observations de M. Pelouze, l'acide gallique qu'on extrait de ces différents végétaux ou parties de végétaux ne préexisterait pas, ou du moins en très petite quantité : il serait le résultat de l'altération du tannin, sous l'influence de l'air et de l'eau.

L'acide gallique à l'état de pureté se présente en petites aiguilles blanches, soyeuses, inodores d'une saveur acidule et styptique ; il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide qui n'en dissout que 1/100 de son poids ; l'alcool le dissout en plus grande quantité.

Composition. L'acide gallique cristallisé contient 9,45 d'eau ou 1 atome ; anhydre il est formé de :

Carbone....	49,89	ou 7 atomes.
Hydrogène..	3,49	6 atomes.
Oxigène....	46,62	5 atomes.
	100,00	

Sa formule est $\overline{C}\,\overline{C} = C^7\,H^6\,O^5$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide gallique, chauffé sur les charbons ardents, se boursoufle, noircit, exhale une fumée piquante et acide, qui colore en bleu-noir un papier blanc humecté par une solution de persulfate de fer.

2° Sa solution aqueuse forme, avec les eaux de chaux, de barite et de strontiane, des précipités blancs, solubles dans un excès d'acide; ces précipités prennent, au contact de l'air, une teinte bleue qui passe au violet-brun par suite de l'absorption de l'oxigène.

3° Saturée par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, cette solution prend, en présence de l'air, une couleur rouge brunâtre qui se fonce de plus en plus en s'altérant.

4° L'acétate et le nitrate de plomb produisent dans la solution d'acide gallique un précipité blanc inaltérable à l'air; le protosulfate de fer est sans action sur elle, mais le persulfate de fer y occasionne un précipité d'un bleu foncé.

5° Enfin cette solution ne trouble ni la solution de gélatine, ni la solution des sels à base d'alcalis végétaux, comme le fait la solution d'acide tannique ou de tannin.

Acide hydriodique ou iodhydrique. (*Iodide hydrique.* Berz.)

Ce composé d'iode et d'hydrogène est gazeux à la température et à la pression ordinaires, il est incolore, fume à l'air en exhalant une odeur acide suffocante qui ressemble à celle du gaz hydrochlorique; sa densité est plus grande que celle des autres gaz, elle est de 4,440.

Mêlé avec du gaz chlore, il est décomposé avec formation d'acide hydrochlorique et apparition de vapeurs violettes d'iode qui se condensent sur les parois du vase. La vapeur de brôme agit de la même manière. Plusieurs métaux le décomposent aussi en absorbant l'iode et laissant le gaz hydrogène, qui occupe exactement la moitié du volume du gaz hydriodique. Le mercure agit même sur lui à la température ordinaire et cette réaction s'observe lorsque

ce gaz est placé dans des cloches en partie remplies par ce métal.

L'eau absorbe ce gaz en grande quantité et acquiert une densité de 1,700, en même temps qu'elle jouit de la propriété de répandre à l'air des vapeurs blanches acides, comme la solution d'acide hydrochlorique.

Composition. Ce gaz résulte de la combinaison de volumes égaux d'hydrogène et de vapeurs d'iode sans condensation, ou en poids de :

Iode.......	99,216	ou 1 atome.
Hydrogène. .	0,784	1 atome.
	100,000	

Sa formule = I + H.

Solution d'acide hydriodique concentrée. Cette solution incolore ressemble beaucoup pour l'odeur et la saveur à celle de l'acide hydrochlorique : chauffée elle laisse dégager une portion du gaz qu'elle contient ; exposée à l'air, elle se colore peu à peu en jaune et passe au brun au bout d'un temps assez long, par suite de sa transformation en acide *hydriodique ioduré* contenant alors $I^2 + H$.

Caractères distinctifs. 1° Les solutions de chlore et brôme, versées peu à peu dans la solution d'acide hydriodique la colorent d'abord en jaune, puis en orangé qui passe au rouge brun foncé sans formation de précipité ; mais lorsque les solutions de chlore ou de brôme ont été ajoutées en quantité suffisante, il se produit alors un précipité brunâtre d'iode que la chaleur convertit en belles vapeurs violettes.

2° Les acides nitrique et sulfurique concentrés décomposent instantanément la solution d'acide hydriodique, avec précipitation d'iode en poudre brune.

3° La solution d'amidine mêlée à celle d'acide hydriodique pur, ne produit aucune coloration, mais si l'on verse dans le mélange quelques gouttes de solution faible de

chlore, il se manifeste sur le champ une belle couleur bleue par l'iodure d'amidine qui se forme.

4° Parmi les sels métalliques dont les solutions agissent d'une manière caractéristique sur l'acide hydriodique, nous citerons les sels de protoxide de plomb qui forment un *précipité jaune doré;* les sels d'argent un précipité blanc jaunâtre, insoluble dans les acides et dans l'ammoniaque, les sels de protoxide de mercure un *précipité verdâtre* et les sels de deutoxide de mercure un *précipité rouge-coquelicot.*

5° Enfin mêlé à la solution de bichlorure de platine, l'acide hydriodique est décomposé, et il se produit une belle couleur rouge de vin, par suite du bi-iodure de platine formé.

Acide hydrobrômique ou brômydrique. (*Brômide hydrique.* Berz.)

Cet acide, à l'état de liberté, est gazeux, incolore, d'une odeur piquante, analogue à celle du gaz hydrochlorique, comme ce dernier, il répand une fumée blanche épaisse à l'air; sa densité est de 2,095. Il rougit fortement la teinture de tournesol, précipite la solution de protonitrate de mercure et celle des nitrates d'argent et de plomb; le chlore gazeux le décompose et lui fait prendre instantanément une couleur *jaune-rutilante*, par le brôme qui s'en sépare sous forme de vapeurs denses, solubles dans l'eau.

Composition. Il est formé de volumes égaux d'hydrogène et de vapeurs de brôme combinés ensemble sans condensation, ou en poids de :

Brôme..............	98,73	ou 1 atome.
Hydrogène..........	1,27	1 atome
	100,00	

Sa formule est Br + H.

Solution d'acide hydrobrômique. Cette solution saturée

est plus dense que celle de l'acide hydrochlorique: elle est incolore et répand aussi à l'air des vapeurs, blanches, piquantes, qui excitent la toux.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé elle laisse dégager une partie de l'acide hydrobrômique, sous forme de vapeurs blanches, épaisses, très acides.

2° Mise en contact avec la solution de chlore, elle est décomposée aussitôt et prend une teinte *jaune-orangé* foncée, et exhale une odeur forte par le brôme qui est isolé.

3° Le bioxide de manganèse, réduit en poudre fine, chauffé avec cette solution en dégage bientôt des vapeurs jaunes-rutilantes de brôme.

4° Les solutions de proto-nitrate de mercure et de nitrate d'argent, versées dans la solution d'acide hydrobrômique, produisent des précipités blancs floconneux (brômures), insolubles dans l'eau et dans les acides; le précipité qu'on obtient avec le nitrate d'argent (brômure d'argent) se redisout peu à peu dans l'ammoniaque liquide, mais moins promptement que le chlorure du même métal.

5° L'acide nitrique décompose à chaud la solution d'acide hydrobrômique, avec dégagement de vapeurs d'acide hyponitrique et de brôme: ce mélange, qui constitue une espèce *d'eau régale*, mis en contact avec l'or ou le platine divisés, les dissout en les transformant en bibrômures solubles.

ACIDE HYDROCHLORIQUE OU CHLORHYDRIQUE. (*Chloride hydrique.* Berz.)

Cet acide, à la température et sous la pression ordinaires, est un gaz permanent, incolore, d'une odeur acide, âcre et suffocante; il répand une fumée épaisse à l'air; sa densité est de 1,272; l'eau l'absorbe avec avidité en s'échauffant, elle peut en dissoudre 480 fois son volume à + 15 et à 0,76 de pression.

Le gaz hydrochlorique agit sur les réactifs comme le fait

le gaz hydrobrômique (*voyez* ce mot), mais il en diffère en ce que le chlore n'a point d'action sur lui.

Composition. L'acide hydrochlorique gazeux est formé de volumes égaux de chlore et d'hydrogène sans condensation, ou en poids de :

Chlore...............	97,26	ou 1 atome.
Hydrogène..........	2,74	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Ch + H..

Solution d'acide hydrochlorique.

C'est cette solution aqueuse, saturée à la température ordinaire, qui constitue l'acide désigné autrefois sous les noms d'*acide marin*, d'*acide muriatique*, et qu'on connaît encore aujourd'hui dans le commerce sous le nom vulgaire d'*esprit de sel.*

A l'état de pureté, cette solution concentrée se présente sous l'aspect d'un liquide incolore qui répand à l'air d'épaisses vapeurs blanches, d'une odeur acide suffocante; sa densité est de 1,2109. Les quantités d'acide réel contenues dans les solutions à diverses densités, peuvent être évaluées d'après la table suivante, due à Edmond Davy, dont nous présentons ici un extrait.

DENSITÉ à + 7.	QUANTITÉ D'ACIDE RÉEL pour cent.	DEGRÉS à l'aréomètre de Baumé.
1,210	42,43	26,5
1,190	38,38	24,5
1,170	34,34	22
1,150	30,30	20
1,130	26,26	17,5
1,110	22,22	15
1,090	18,18	13 ½
1,070	14,14	10
1,050	10,10	7,5

On peut encore arriver à connaître d'une manière directe la proportion d'acide hydrochlorique, dans un acide liquide dont la densité est inconnue, en recherchant quelle est la quantité de marbre que cet acide peut saturer. A cet effet, on plonge dans une quantité pesée d'acide, qu'on étend de deux à trois fois son poids d'eau distillée, un morceau de marbre également pesé; la saturation étant effectuée, on retire le morceau, on le lave, et après l'avoir séché on le pèse: la différence entre ce poids et le premier fait connaître la quantité de marbre dissoute. Pour trouver la proportion correspondante d'acide hydrochlorique qui a été saturée, il faut se rappeler que deux atomes d'acide hydrochlorique pesant 455,13 sont saturés exactement par un atome de carbonate de chaux pesant 632,46.

Or, en établissant une règle de trois directe, on parvient aisément à trouver le quatrième terme de la proportion qui est la quantité d'acide qui a été saturée par le poids du marbre dissous.

Supposons que, dans un essai préliminaire, 20 grammes d'acide hydrochlorique aient dissous 8,45 de marbre, on aura la proportion suivante :

$$632,46 : 455,13 :: 8,45 : x$$

$$x = \frac{8,45 \times 455,13}{632,46} = 6,08$$

Caractères distinctifs de l'acide hydrochlorique. 1° La solution d'acide hydrochlorique, à part les caractères physiques que nous avons rapportés plus haut, dégage des vapeurs blanches piquantes lorsqu'on l'expose à l'air.

2° Chauffée avec le bioxide de manganèse, elle se décompose en le dissolvant avec dégagement abondant de chlore gazeux, reconnaissable à sa couleur jaune-verdâtre et à son odeur forte particulière.

3° Etendue d'eau distillée, cette solution ne produit aucun précipité lorsqu'on la sature par l'eau de barite ou l'eau de chaux.

4° Les solutions de nitrate d'argent et de proto-nitrate de mercure y occasionnent des précipités blancs, abondants, insolubles dans l'acide nitrique; le précipité formé par le nitrate d'argent se présente en flocons blancs, caillebottés, qui deviennent violets au contact de la lumière, et se redissolvent entièrement dans l'ammoniaque liquide.

5° Le proto-nitrate de plomb détermine dans la solution d'acide hydrochlorique un précipité blanc de chlorure de plomb, qu'une addition d'eau distillée redissout complètement.

Acide hydrochlorique du commerce. Cet acide qu'on rencontre dans le commerce, et qui est le résultat d'une fabrication en grand, est ordinairement coloré en jaune. La cause de cette coloration est due, soit à un peu de matière organique décomposée, soit à une certaine quantité de perchlorure de fer, formé par action de l'acide hydrochlorique sur le peroxide de fer, existant dans les vases de grés où il a été préparé. Indépendamment de ces deux substances étrangères, on trouve encore quelquefois que cet acide tient en dissolution du chlorure de plomb et de l'acide sulfureux; la présence du perchlorure de fer peut être démontrée dans cet acide en l'étendant de beaucoup d'eau et y ajoutant quelques gouttes d'une solution de cyanure de fer et de potassium, ce réactif y produit aussitôt une teinte bleue foncée et un précipité de la même couleur au bout de quelque temps.

L'existence du protochlorure de plomb est indiquée par l'examen du résidu de l'évaporation ou de la distillation d'une portion de cet acide. Ce composé se présente en petites écailles, blanches, nacrées, peu solubles dans l'eau froide, mais solubles dans l'eau bouillante.

Quant à l'acide sulfureux qui existe parfois dans cet acide et provient de ce que sur la fin de l'opération une partie de l'acide sulfurique en excès contenue dans le résidu a été décomposée par l'élévation de la température, il est facile de constater la présence de cet acide, en saturant par l'eau de barite l'acide étendu d'eau, recueillant le précipité sur le filtre et le desséchant à une douce chaleur. Ce précipité de *sulfite de barite*, chauffé dans un tube, se décompose et fournit du soufre qui se sublime en se transformant en sulfate de barite; traité par l'acide sulfurique hydraté, il exhale aussitôt l'odeur vive et pénétrante de l'acide sulfureux.

M. Girardin, professeur de chimie à Rouen, propose, pour reconnaître l'existence de l'acide sulfureux dans l'acide hydrochlorique du commerce, un procédé qui est fondé sur la décomposition de l'acide sulfureux par le protochlorure d'étain (*Annales de chimie et de physique*, tome LXI, page 286, mars 1836).

Voici comment on doit opérer :

On met, dans un verre à pied, 16 grammes environ (demi-once) de l'acide à essayer, on y ajoute 8 à 10 grammes de protochlorure d'étain cristallisé, qu'on fait dissoudre par l'agitation avec un tube de verre, et l'on verse sur le tout deux à trois fois son volume d'eau distillée.

Quand l'acide est pur, il ne se manifeste aucune coloration; mais pour peu qu'il renferme d'acide sulfureux, on voit immédiatement, après l'addition du protochlorure d'étain, l'acide se troubler, devenir jaune, et dès qu'on a ajouté l'eau, on sent l'odeur d'acide hydrosulfurique et la liqueur prend une teinte brune, en déposant une poudre de la même couleur; ce précipité est un mélange de *protosulfure d'étain* et de bioxide du même métal.

Dans cette réaction l'étain d'une partie du protochlorure, devenu libre, décompose l'acide sulfureux de manière à produire tout à la fois les deux composés indiqués

ci-dessus : quant au dégagement d'acide hydrosulfurique il est dû à la dissolution d'un peu de protosulfure d'étain formé par l'acide hydrochlorique qui est en présence.

Ce procédé simple et prompt permet en moins d'une minute de constater la pureté de l'acide hydrochlorique du commerce. M. Girardin annonce qu'un *centième* d'acide sulfureux ne peut échapper à l'emploi de ce moyen aussi facile à mettre en pratique dans les ateliers que dans les laboratoires.

Usages. L'acide hydrochlorique pur est très employé dans une foule d'analyses minérales ou inorganiques, soit pour dissoudre certains oxides et les séparer des composés avec lesquels ils sont mélangés, soit pour précipiter l'argent de ses dissolutions et estimer sa quantité par le poids du chlorare d'argent obtenu, soit enfin pour estimer la valeur des oxides de manganèse du commerce. (*Voyez* Oxides de ce métal.)

Acide hydrocyanique ou Cyanhydrique. (*Cyanide hydrique.* Berz.)

L'acide hydrocyanique pur et anhydre se présente, à la température ordinaire, sous forme d'un liquide incolore, très volatil, d'une odeur forte et analogue à celle des amandes amères; sa densité est de 7,058 à + 7°; il bout à + 26,5 et se solidifie à — 15°. Cet acide rougit faiblement le tournesol. Il est peu stable dans ses éléments et se décompose assez promptement quelquefois, même dans l'obscurité, en prenant d'abord une teinte rougeâtre qui devient plus foncée et dépose une masse charbonneuse. L'eau et l'alcool le dissolvent en toutes proportions et retardent sa décomposition.

Composition. Cet acide résulte de la combinaison de volumes égaux d'hydrogène et de cyanogène ou en poids de :

Cyanogène.......	96,35 ou	1 atome.
Hydrogène.......	3,65	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Cy + H ou (AzC) + H.

Caractères distinctifs. La solution d'acide hydrocyanique pur, à part son odeur d'amandes amères, présente les caractères suivants : 1° L'eau de chaux et l'eau de barite ne la précipitent point.

2° Les solutions des sels de deutoxide de fer et de deutoxide de cuivre n'y produisent seules aucun effet; mais si on a préalablement saturé la solution d'acide hydrocyanique par quelques gouttes de potasse ou d'ammoniaque, il se manifeste un précipité qui est *d'un vert sale* avec les sels de deutoxide de fer, et devient d'un *beau bleu foncé* par l'addition de l'acide hydrochlorique; avec la solution de deutosulfate de cuivre le précipité est bleu pâle et devient blanc laiteux par quelques gouttes d'acide hydrochlorique.

D'après les observations que nous avons faites, les sels de fer peuvent démontrer dans les circonstances que nous avons exposées 1/10000 d'acide hydrocyanique dissous dans l'eau, et les sels de deutoxide de cuivre 1/20000.

3° La solution de nitrate d'argent produit un précipité blanc, floconneux de cyanure d'argent, tout à fait insoluble dans l'eau ainsi que l'acide nitrique faible et froid, soluble dans cet acide concentré et bouillant, et soluble dans l'ammoniaque liquide à la température ordinaire. Ce précipité qu'on pourrait confondre à la vue avec celui de chlorure d'argent s'en distingue en ce qu'il ne brunit pas à la lumière, et que la solution de protonitrate de mercure le décompose en le rendant gris noirâtre.

4° La solution de protonitrate de plomb n'y apporte aucun changement.

3° La solution de protonitrate de mercure mêlée à la solution d'acide hydrocyanique produit un précipité gris noirâtre de mercure métallique divisé, provenant de la décomposition du protoxide dont une partie du métal reste unie au cyanogène à l'état de cyanure soluble.

Procédé pour reconnaître et estimer la quantité d'acide hydrocyanique pur mêlé à certains liquides incolores ou colorés.

Ce procédé consiste à soumettre à une distillation ménagée les liquides dans lesquels on recherche l'acide hydrocyanique, en ayant la précaution de bien condenser les vapeurs qui s'en dégagent, à peser ensuite le produit distillé, et à en examiner une portion par les réactifs énoncés ci-dessus. Quant à la proportion exacte d'acide hydrocyanique on ne peut la connaître qu'en précipitant une portion pesée du liquide distillé par une solution de nitrate d'argent, recueillant le cyanure d'argent, le lavant et le séchant à + 100°; le poids de ce composé permet aisément de calculer celui de l'acide hydrocyanique qui lui correspond; car le cyanure d'argent est formé de 329,9 cyanogène (2 atomes) et 1351,6 argent (1 atome).

Donc en établissant une simple proportion, on saura de suite combien il entre de cyanogène et d'argent dans le cyanure que l'on aura obtenu. On connaît d'une autre part la composition de l'acide hydrocyanique, de manière qu'à l'aide d'une nouvelle proportion on pourra déterminer combien le cyanogène, qui fait partie du cyanure d'argent obtenu, représente d'acide hydrocyanique pur anhydre.

C'est à l'aide de ce procédé plus ou moins modifié qu'il est possible d'évaluer la quantité d'acide hydrocyanique contenue dans les sirops employés en médecine. Les sirops simples de gomme, de sucre et de guimauve ne précipitant point par le nitrate d'argent, il est préférable, comme

l'a observé M. Orfila, dans son Mémoire inséré dans le tome V du *Journal de chimie médicale*, année 1829, de verser le nitrate d'argent dans le sirop hydrocyanique étendu de 2 à 3 fois son volume d'eau distillée, et de ne point recourir à la distillation qui occasionne toujours une petite perte d'acide hydrocyanique.

Lorsque l'acide hydrocyanique dans un liquide est mêlé à des *chlorures*, *carbonates* et *phosphates*, il faut encore employer le nitrate d'argent qui produira dans cette circonstance un précipité mixte de *cyanure*, de *chlorure*, de *carbonate* et de *phosphate* d'argent. En traitant ce précipité par l'acide nitrique faible, le carbonate et le phosphate d'argent seront dissous; le cyanure et le chlorure d'argent restants seront séparés l'un de l'autre par l'acide nitrique pur concentré et bouillant; au bout d'une demi-heure tout le cyanure aura été décomposé et transformé en nitrate d'argent. Pour apprécier alors la quantité de cyanure d'argent il faut, d'après M. Orfila, verser dans le nitrate obtenu assez d'acide hydrocyanique pour faire passer tout le métal à l'état de cyanure, que l'on pèsera après l'avoir lavé et desséché.

On arriverait au même résultat en précipitant la dissolution nitrique par un chlorure et déduisant du poids du chlorure d'argent formé, la proportion équivalente de cyanure qu'il représente : car 1794,2 de chlorure d'argent équivalent à 1681,5 de cyanure de ce métal.

Il importe dans ces sortes d'expériences qui ont pour but la détermination du poids de l'acide hydrocyanique renfermé dans un liquide ou un sirop, de s'assurer par la distillation que cet acide est libre et non combiné à une base alcaline, car le nitrate d'argent précipiterait également du cyanure d'argent en le mêlant au liquide non distillé.

De l'acide hydrocyanique considéré sous le rapport médico-légal, et des recherches chimiques propres à faire connaître l'empoisonnement par cet acide.

La promptitude avec laquelle l'acide hydrocyanique même à petite dose anéantit la vie, sans produire de lésions sur les organes avec lesquels il a été mis en contact, rend les recherches chimiques très importantes dans l'empoisonnement par cet acide.

Les différents travaux entrepris sur ce sujet soit par nous, soit par d'autres auteurs, prouvent 1° la possibilité au bout de dix-huit, quarante-huit heures, et même un temps plus long encore, de constater par les procédés que nous indiquerons plus bas la présence de ce terrible poison; 2° que c'est toujours dans les viscères où cette substance vénéneuse a été primitivement ingérée qu'on peut en découvrir les vestiges; 3° qu'enfin dans les *organes encéphaliques*, la *moelle épinière* et le *cœur*, on ne peut en reconnaître les plus petites quantités, bien qu'ils présentent parfois une odeur fugace qui peut en faire soupçonner l'existence. (Mémoire lu à l'institut en 1824.)

D'après de nouvelles recherches expérimentales que nous avons entreprises en 1826, M. le docteur Leuret et moi, et ayant pour but de découvrir s'il était possible la présence de l'acide hydrocyanique, longtemps après la mort, chez les animaux empoisonnés et exhumés après un certain laps de temps, nous avons reconnu 1° que, lors de l'empoisonnement des animaux par de petites quantités d'acide hydrocyanique, il n'est pas possible de le démontrer par les moyens chimiques *après trois jours d'exposition à l'air après la mort;* 2° que la disparition de ce poison dans les viscères des animaux exhumés es due à sa décomposition qui se trouve favorisée dans cette circonstance par celle des matières animales avec les-

quelles il se trouve en contact ; 3° qu'il importe pour constater cet empoisonnement d'agir le plus promptement possible sur les liquides et organes dans lesquels on soupçonne la présence de cet acide.

Les moyens à mettre en pratique consistent à soumettre à une distillation ménagée les liquides et matières qui sont l'objet de l'expérimentation, en ayant la précaution de bien condenser les vapeurs qui se produisent avec de l'eau froide ou de la glace. Les tissus de l'estomac et des intestins, après avoir été divisés et coupés sous une couche d'eau distillée, doivent être soumis à la même opération avec ce liquide. Lorsque l'expérience est faite sur des organes qui ont éprouvé un commencement de décomposition putride, il est essentiel d'ajouter à l'eau avec laquelle on les distille, une petite quantité d'acide sulfurique pour dégager l'acide hydrocyanique de sa combinaison avec l'ammoniaque qui s'est formée. Le produit de la distillation doit ensuite être examiné par les réactifs que nous avons rapportés plus haut.

Dans une affaire judiciaire très grave, plaidée à la Cour d'assises de Paris, en 1833, M. Chevallier a démontré que dans un empoisonnement sur l'homme par l'acide hydrocyanique, il était encore possible de reconnaître dans le liquide extrait de l'estomac, la présence de cet acide sept jours après son ingestion (*Journal de chimie médicale*, tom. IX, p. 391).

Acide hydrofluorique ou fluorhydrique. (*Fluoride hydrique*. Berz.). Acide fluorique des anciens chimistes.

Obtenu de la décomposition du fluorure de calcium par l'acide sulfurique hydraté, cet acide s'offre sous l'aspect d'un liquide incolore, très volatil, qui répand des fumées épaisses à l'air, et dangereuses à respirer. Il entre en ébullition à une température voisine de + 15° et conserve sa liquidité même à — 20. L'action vive qu'il exerce sur le

verre dont il décompose l'acide silicique en le transformant en gaz fluorure de silicium, fait qu'on ne peut le conserver que dans des vases d'argent, de platine ou de plomb, fermés avec des bouchons de même métal.

L'eau se combine vivement avec cet acide en produisant un léger sifflement.

Composition. Quoique le radical de cet acide (le fluor) n'ait pas encore été isolé, les expériences de divers chimistes autorisent à le regarder comme formé de volumes égaux d'hydrogène et de fluor, ou en poids de :

Fluor......	94,93	ou 1 atome.
Hydrogène..	5,07	1 atome.
	100,00	

Sa formule = F + H.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec du verre ou de la silice en poudre, il entre de suite en ébullition en laissant dégager une fumée épaisse acide qui dépose de l'acide silicique hydraté sur les corps humides.

2° Sa solution aqueuse précipite les solutions de chaux, de barite et de strontiane, ces précipités sont redissous par un excès d'acide hydrofluorique ou d'acide hydrochlorique.

3° Les nitrates d'argent et de mercure n'apportent aucun changement dans la solution de cet acide pur.

Usages de l'acide hydrofluorique. La propriété dont jouit l'acide hydrofluorique, de décomposer l'acide silicique et de produire du gaz fluorure de silicium, facile à reconnaître par l'action qu'il exerce sur l'eau, le rend utile dans les analyses inorganiques pour distinguer cet acide.

M. Aug. Laurent en a fait une application à l'analyse des kaolins ou autres silicates à base d'alumine, surtout pour

ceux dans lesquels il existe un ou deux centièmes de potasse qu'il importe de doser.

Le moyen qu'il a employé avec succès consiste à dégager de l'acide hydrofluorique pur d'un mélange de fluorure de calcium et d'acide sulfurique placés dans un vase de plomb tourné, de 0^m,140 de hauteur, sur 0^m,105 de diamètre et de 0^m,006 d'épaisseur. Ce vase cylindrique est muni d'un couvercle de même métal, percé d'un trou de 0^m,005 de diamètre dans lequel est luté un tube de platine ou de plomb coudé à angle droit. Le couvercle et le tube sont lutés avec du caoutchouc fondu.

On place dans un creuset de platine, 2 grammes du silicate réduit en poudre fine, qu'on arrose préalablement avec 2 à 3 fois son poids d'eau distillée, et on fait arriver le tube conducteur des vapeurs d'acide hydrofluorique dans le creuset à plusieurs millimètres de la surface de l'eau.

L'acide hydrofluorique en se dissolvant dans l'eau transforme la silice en fluorure de silicium gazeux qui se dégage, et l'alumine, l'oxide de fer et la potasse qui lui étaient unis en fluorures fixes solubles. On transforme en sulfates ces composés, et on opère la séparation de leurs bases par les moyens ordinairement employés dans les analyses des minéraux (*Annales de chimie et de physique*, tome LVIII, p. 427, avril 1855).

Acide hydrosélénique ou sélénhydrique. (*Sélénide hydrique*. Berz.)

L'acide hydrosélénique à l'état de liberté est un gaz incolore, d'une odeur semblable à celle de l'acide hydrosulfurique, mais suivie d'une sensation à la fois piquante, astringente et douloureuse; sa densité d'après M. Amand Bineau, est de 2,795. Ce gaz est combustible, il brûle avec une flamme bleuâtre, en laissant déposer sur les parois de la cloche une pellicule rougeâtre de sélénium; il se décompose aussi par le concours de l'eau et de l'air et laisse

précipiter du sélénium en poudre rouge sur les corps humides.

Ce gaz est beaucoup plus soluble dans l'eau que le gaz hydrosulfurique ; sa solution a le goût et l'odeur de ce dernier.

Composition. Le gaz hydrosélénique contient un volume d'hydrogène égal au sien. Ses éléments sont en poids dans le rapport suivant :

Sélénium.....	1 atome.
Hydrogène....	2 atomes.

Sa formule est = Sé H^2, ou Sé H.

Caractères distinctifs. 1° La solution d'acide hydrosélénique à part son odeur d'œufs pourris, rougit le tournesol et produit des taches brunes sur la peau.

2° Exposée à l'air, elle prend une teinte opale tournant au rouge dans les couches supérieures, et dépose des flocons rouges de sélénium par suite de cette décomposition.

3° L'acide hydrosélénique en solution précipite toutes les dissolutions des métaux des quatre dernières sections, même celles de fer et de zinc à l'état neutres. Tous ces précipités sont noirs ou bruns, à l'exception de ceux de zinc et de manganèse qui ont une couleur de chair.

Acide hydrosulfocyanique. (*Sulfocyanide hydrique.* Berz.)

On désigne sous ce nom un acide qui résulte de l'union de l'hydrogène avec un corps composé de soufre et de cyanogène (sulfocyanogène). Ce radical ternaire se produit en faisant fondre parties égales de fleur de soufre et de cyanure de fer et de potassium, lessivant la masse pour dissoudre le sulfocyanure de potassium qui s'est formé, et distillant dans une cornue cette solution concentrée avec de l'acide phosphorique. Ce dernier acide en réagissant sur le sulfocyanure de potassium donne naissance à de l'a-

cide hydrosulfocyanique, qui passe à la distillation, et à du phosphate acide de potasse qui reste au fond de la cornue.

Propriétés. L'acide hydrosulfocyanique n'a encore été obtenu qu'à l'état de solution dans l'eau, il est incolore, doué d'une saveur fortement acide et d'une odeur piquante; lorsqu'il est concentré il a une densité de 1,022 et entre en ébullition à + 105°. Exposé à l'air il se décompose peu à peu, brunit, et laisse déposer du *sulfocyanogène* sous forme de poudre jaunâtre.

Composition. Cet acide est formé de volumes égaux d'hydrogène et de sulfocyanogène ou en poids de :

Sulfocyanogène...	98,32 ou	1 atome.
Hydrogène.......	1,68	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $(Az + C + S) + H$ ou $(Cy + S) + H$.

Caractères distinctifs. La solution d'acide hydrosulfocyanique est facile à distinguer par la propriété qu'elle a de produire avec les sels de peroxide de fer neutres, une couleur rouge de sang qui est si intense, qu'elle suffit pour faire découvrir des quantités très faibles de cet oxide en dissolution. Les corps organiques qui contiennent dans leurs tissus des traces d'oxide de fer rougissent par le contact de la solution de cet acide, tels sont le *liége* et le *papier.*

2° Saturé par la bases alcalines il forme des composés incolores *sulfocyanures* qui sont décomposés par la solution de chlore, et laissent précipiter une poudre jaune rougeâtre qui est du sulfocyanogène.

ACIDE HYDROSULFURIQUE OU SULFHYDRIQUE. (*Sulfide hydrique.* Berz.)

Ce composé désigné autrefois sous les noms de *gaz hépatique, gaz hydrogène sulfuré*, est rangé aujourd'hui au nombre des hydracides d'après ses caractères et ses pro-

priétés, il se rencontre tout formé dans la nature et se produit dans certaines réactions naturelles.

On le trouve en solution dans quelques eaux minérales, dont les propriétés médicinales doivent être attribuées à la présence de cet acide ou aux composés qu'il forme avec certains oxides métalliques ; il fait aussi partie des produits gazeux, des fumaroles ou bouches à vapeurs qui, dans plusieurs contrées de l'Italie s'ouvrent un passage au fond des lacs qui renferment de l'acide borique; enfin l'acide hydrosulfurique se forme pendant la décomposition spontanée de plusieurs substances organiques qui admettent du soufre parmi leurs éléments.

Propriétés. L'acide hydrosulfurique à l'état de liberté est toujours sous forme gazeuse à la température et à la pression ordinaires, il est incolore, d'une odeur forte, extrêmement désagréable et tout à fait analogue à celle des œufs pourris; sa densité est de 1,1912. Il éteint les corps en combustion qu'on y plonge, mais s'enflamme au contact de l'air et brûle avec une flamme bleue pâle en produisant du gaz acide sulfureux, et laissant déposer du soufre si la combustion a lieu dans un vase étroit. Ce gaz rougit faiblement la teinture de tournesol, l'eau en absorbe deux fois et demie son volume à $+ 18^{\circ}$ et trois fois à $+ 11^{\circ}$. Ainsi saturée cette solution a l'odeur du gaz.

Composition. Le gaz hydrosulfurique résulte de la combinaison de deux volumes de gaz hydrogène et d'un volume de soufre, condensés en deux, ou en poids de :

Soufre...........	94,176	ou 1 atome.
Hydrogène.......	5,824	2 atomes.
	100,00	

Sa formule $= S + 2 H$, ou $S + \overline{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Ce gaz est facile à distinguer par son odeur fétide d'œufs pourris, par la propriété qu'il a

d'éteindre les corps en combustion, de rougir le tournesol et de noircir le papier imprégné d'acétate de plomb.

2° Les solutions de potasse, de soude, l'eau de chaux et l'eau de barite l'absorbent entièrement et font disparaître son odeur particulière en se transformant en sulfures solubles. Les acides décomposent ensuite ces combinaisons avec dégagement de gaz hydrosulfurique.

3° Agité avec les solutions de chlore, de brôme et d'iode, il est aussitôt décomposé, et le soufre en se séparant rend la liqueur trouble et laiteuse.

Solution d'acide hydrosulfurique. Cette solution saturée a, comme nous l'avons dit plus haut, l'odeur caractéristique du gaz, elle rougit la teinture de tournesol, elle se trouble à l'air par l'oxigène qui décompose une certaine quantité de gaz hydrosulfurique, et précipite du soufre très divisé; si l'exposition est prolongée, elle perd toute son odeur par suite de cette décomposition.

La solution d'acide hydrosulfurique chauffée dans des vases clos munis de tube, s'engageant sous le mercure, perd par l'ébullition tout le gaz qui lui était combiné, c'est même sur cette propriété qu'est fondé le moyen de déterminer dans l'analyse des eaux sulfureuses la proportion d'acide hydrosulfurique libre qu'elles contiennent. On reçoit le gaz sous des cloches remplies de mercure pour l'examiner, ou bien on le fait passer à sa sortie de l'eau dans un flacon contenant une solution d'acétate acide de plomb. L'acide hydrosulfurique décompose aussitôt le protoxide de plomb et le transforme en protosulfure de plomb insoluble, qu'on peut recevoir sur un filtre et peser après l'avoir desséché : le poids de ce sulfure fait connaître celui du soufre et par suite la proportion d'acide hydrosulfurique qu'il représente.

Caractères distinctifs. Tous les réactifs qui agissent directement sur le gaz hydrosulfurique décomposent sa solution aqueuse. Ainsi :

1° Les solutions de chlore, de brôme, d'iode, d'acide sulfureux, et les acides nitrique et hyponitrique la rendent troublent et en précipitent du soufre.

2° Une lame d'argent ou d'étain plongée dans cette solution, brunit bientôt en se transformant en sulfure à sa surface.

3° Les solutions alcalines détruisent sur le champ son odeur en se transformant en sulfures.

4° Presque toutes les solutions des sels métalliques, à part les sels des deux premières sections, et quelques uns des autres sections sont décomposés par cette solution et convertis en sulfures métalliques insolubles, dont la plupart sont *noirs* et quelques uns diversement *colorés* comme l'indique le tableau exposé ci-dessous.

Tableau indiquant la décomposition et précipitation des sels métalliques, par la solution d'acide hydrosulfurique.

SELS MÉTALLIQUES dont la solution n'est pas précipitée par cet acide.	SELS MÉTALLIQUES dont la solution neutre est précipité par cet acide.	Couleur du précipité.	NATURE du précipité.
Sels de potasse.	Sels de zinc	(blanc).	Sulfure
— de soude.			hydraté.
— de lithium.	— de cadmium.	(jaune).	Id.
— de barite.	— d'argent.	(noir).	Id.
— de strontiane.	— de plomb.	(id.).	Id.
— de chaux.	— de bismuth.	(id.).	Id.
— d'alumine.	— de mercure (prot.		
— de magnésie.	et deutox.)	(id.).	Id.
— d'yttria.	— d'étain (protox.)	(brun).	Id.
— de zircone.	(deutox.)	(jaunâtre).	Id.
— de thorine.	— d'antimoine.	(orangé).	Id.
— amoniacaux.	— de tellure.	(brun).	Id.
— à bases organiques.	— de palladium.	(noir).	Id.
— de protoxide de fer.	— de platine.	(noir-brun).	Id.
— de protoxide de manganèse.	— de cuivre.	(noir).	Id.
— de nickel.	— de rhodium.	(brun-noir).	Id.
— de cobalt.	Les sels de peroxide de fer sont		
— acides de zinc.	ramenes à l'état de protoxide et		
— de chrôme.	forment un précipite blanchâtre		
— de vanadium.	pulverulent de soufre.		

Usages du gaz hydrosulfurique et de sa solution. Le gaz hydrosulfurique est d'un emploi fréquent dans les analyses organiques pour obtenir et séparer les acides organiques des combinaisons insolubles qu'ils forment avec le protoxide de plomb. A cet effet, après avoir délayé le sel insoluble dans l'eau distillée froide, on fait passer à travers la liqueur un courant de gaz hydrosulfurique, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible à l'odorat, et on sépare ensuite par la filtration, le protosulfure de plomb qui s'est formé. La liqueur filtrée soumise à une évaporation ménagée, fournit l'acide organique qui était préalablement combiné à l'oxide de plomb. C'est aussi par un courant de gaz hydrosulfurique qu'on se débarrasse dans les analyses des substances végétales et animales de l'excès d'acétate de plomb neutre, ou basique, qui a été employé pour précipiter certains principes immédiats.

Dans les analyses minérales, cet acide n'est pas moins utile pour isoler certains oxides les uns des autres, en les transformant en sulfures insolubles. C'est même sur cette dernière propriété qu'est fondé l'usage que l'on fait de la solution de gaz hydrosulfurique, pour reconnaître les plus petites quantités de certains métaux en dissolution, et les distinguer souvent les uns des autres par les couleurs particulières des précipités (voyez le tableau rapporté ci-dessus).

Acide hypoazotique. (Voyez *acide hyponitrique.*)

Acide hyponitrique ou hypoazotique. (*Acide nitreux.* Berz.)

Cet acide qu'on obtient pur et anhydre de la distillation du protonitrate de plomb sec, ne peut exister en présence de l'eau qui le décompose en partie en deutoxide d'azote, qui se dégage, et en acide nitrique qui reste combiné à l'autre partie d'acide hyponitrique. L'acide hyponitrique, à la température ordinaire, est sous forme d'un liquide

jaune rougeâtre très volatil, qui répand d'abondantes vapeurs rutilantes à l'air, d'une odeur fort irritante. Sa couleur est jaune-orangé à 0; elle est jaune à — 10, et elle diminue peu à peu d'intensité à mesure que l'acide est refroidi; à la température de — 20, il est presque incolore d'après M. Dulong.

Sa densité est de 1,451; il entre en ébullition à + 28° et produit au contact de l'air une vapeur jaune-rougeâtre, permanente à la température ordinaire, et que l'eau peut absorber en la décomposant.

Composition. Cet acide résulte de la combinaison de deux volumes d'azote et quatre volumes d'oxigène, ou en poids de :

Oxigène	62,69 ou 4	atomes.
Azote	37,11	2 atomes.
	100,00	

Sa formule est $Az^2 + O^4$ ou $\overset{::}{A}$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide hyponitrique mêlé à l'eau se décompose en partie en changeant de couleur, il passe du *rouge* au *jaune*, de celui-ci au *vert*, puis au *bleu*, et devient incolore à mesure que la proportion de l'eau augmente. A chaque addition d'eau, il se dégage du deutoxide d'azote et il reste en définitive de l'acide nitrique en solution dans l'eau, contenant un peu d'acide hyponitrique qui lui donne une odeur particulière.

2° Le fer, le cuivre, l'étain, le zinc, le décomposent avec force en s'oxidant, et le transforment en gaz deutoxide d'azote qui repasse à l'état d'acide hyponitrique au contact de l'air.

3° Mis en contact avec les solutions alcalines, il se décompose en acides nitrique et nitreux qui saturent ces bases.

Usages de l'acide hyponitrique. D'après les expériences de M. Félix Boudet, publiées en 1832, l'acide hyponitrique peut être employé avec avantage pour reconnaître la pureté de l'huile d'olives et de quelques autres huiles grasses végétales. Ce chimiste a constaté qu'en présence de petites quantités de cet acide, l'huile d'olives se solidifiait plus ou moins promptement, par rapport aux autres huiles et qu'elle se transformait en une substance neutre qu'il a étudiée et désignée sous le nom d'*élaïdine*.

Le tableau suivant, extrait du mémoire de M. Félix Boudet, montre les proportions relatives des divers mélanges, et le temps nécessaire pour les solidifier.

HUILE D'OLIVES.	ACIDE HYPONITRIQUE (1).	TEMPS NÉCESSAIRE à la solidification.
100 grains......	........1/33	70 minutes.
Id.............	........1/50	78 id.
Id.............	........1/75	84 id.
Id.............	........1/100	430 id.
Id.............	........1/200	455 ou 7 heures.
Id.............	........1/400	Action nulle.

M. Boudet a vu de plus que les huiles d'amandes douces, et amères, de noisettes, de noix d'acajou, de ricin et de colza, possédaient aussi la singulière faculté de se transformer en graisse solide par le même acide, et il a réuni dans le tableau comparatif que nous rapportons ci-après les temps nécessaires à la solidification de chacune de ces huiles.

A la température de + 17°, 12 grains d'un mélange

(1) Pour donner plus de fixité à l'acide hyponitrique, on le mélange avec trois parties d'acide nitrique à 38°.

d'acide nitrique et d'acide hyponitrique représentant 3 grains d'acide hyponitrique anhydre, ont été mêlés avec 100 grains des huiles suivantes :

NOMS DES HUILES.	COULEURS qu'elles prennent après le mélange.	NOMBRE DE minutes écoulées avant la solidification.	RAPPORT DES nombres de minutes. Celui de l'huile d'olives étant pris p. 10
Huile d'olives.	Vert bleuâtre.	73	10,0
— d'am. douces.	Blanc sale.	160	22 2
— d'am. amères.	Vert foncé.	160	22,2
— de noisettes.	Vert bleuâtre.	103	14,0
— de noix d'acajou.	Jaune soufre.	43	6,0
— de ricin.	Jaune doré.	603	82,6
— de colza.	Jaune brun.	2400	328,0

L'acide hyponitrique est employé pour reconnaître aussi les plus petites quantités d'acide hydrosulfurique en solution dans les eaux minérales sulfureuses ou autres; il les trouble et les rend laiteuses par le soufre qu'il précipite, en décomposant cet acide.

Acide iodique. Cet acide qui se produit dans l'action de certains composés oxigénés sur l'iode, est blanc, cristallin, d'une odeur particulière suivant Sérullas, qui tient beaucoup de celle de l'iode, et ne se manifeste que lorsqu'on ouvre les flacons où il est resté enfermé. Chauffé jusqu'au rouge dans un tube, il se décompose et disparaît entièrement en se résolvant en oxigène et en belles vapeurs violettes d'iode. Exposé à l'air, il n'éprouve pas d'altération sensible; l'eau le dissout facilement, mais l'alcool extrêmement peu; ce dernier liquide le précipite au contraire de sa solution aqueuse.

Composition. L'acide iodique résulte de la combinaison de deux volumes de vapeurs d'iode et de cinq volumes d'oxigène, ou en poids de :

Iode	75,96	ou 2 atomes.
Oxigène	24,04	5 atomes.
	100,00	

Sa formule est $I^2 + O^5 = \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\bar{I}}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, l'acide iodique cristallisé fond, bouillonne et se transforme en petits globules qui s'évaporent en vapeurs violettes en se décomposant.

2° Calciné dans un tube, il donne de l'oxigène et des vapeurs violettes d'iode qui se condensent non loin de la partie chauffée.

3° Dissous dans l'eau, il fournit une solution incolore qui rougit d'abord le papier de tournesol, puis le décolore peu à peu.

4° Cette solution d'acide iodique est décomposée par les acides sulfureux et hyponitrique qui en séparent l'iode sous forme de poudre brunâtre; la morphine et ses sels se comportent de la même manière.

5° L'eau de barite versée dans la solution d'acide iodique pur, y produit un précipité blanc, pulvérulent, soluble dans l'acide nitrique ou hydrochlorique.

6° Les nitrates d'argent et de protoxide de mercure y occasionnent des précipités blancs floconneux, solubles dans l'acide nitrique en excès.

7° Mêlée à la solution d'amidine, elle manifeste une couleur bleue aussitôt qu'on y ajoute quelques gouttes d'acide sulfureux.

Usages de l'acide iodique. D'après les expériences de Sérullas, la solution d'acide iodique peut être employée avec le plus grand avantage pour caractériser la morphine ainsi que ses composés salins, et la distinguer des autres alcaloïdes ou alcalis végétaux connus et de leurs composés.

En mettant en contact, à la température ordinaire, une solution d'acide iodique avec un seul grain de morphine ou d'acétate de cette base, la liqueur se colore fortement en rouge-brun, et il s'exhale une odeur très vive d'iode. Lorsque la dissolution est concentrée, l'iode apparait avec ses caractères, sous la forme d'une poudre noire que la chaleur réduit bientôt en belles vapeurs violettes. La centième partie d'un grain d'acétate de morphine suffit pour produire cet effet d'une manière encore très sensible. L'action est très prompte, si la liqueur est un peu concentrée, elle est plus lente quand elle est étendue; mais elle n'est pas moins appréciable, au bout de quelques instants, même dans sept mille parties d'eau. (*Journal de chimie médicale*, tome 6, page 257.)

Le même chimiste ayant constaté que l'acide iodique dissous, versé dans une solution aqueuse un peu concentrée des iodates neutres à bases d'alcalis végétaux, ou d'autres sels de ces mêmes bases, donnait lieu aussitôt à un précipité abondant d'un iodate très acide, peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, a eu l'idée de faire une application de cette propriété, pour reconnaître et précipiter ces mêmes alcalis de leur solution surtout dans l'alcool.

Le degré de sensibilité de l'acide iodique, comme réactif des alcaloïdes, est très grand, d'après Sérullas, et cet acide peut être classé, pour cet objet, comme l'un des moyens les plus exacts que possède la chimie; il est susceptible de donner des précipités par la centième partie d'un grain de quelques uns (exemple quinine et cinchonine), d'une manière telle qu'on peut recueillir, en peu de temps, le précipité formé dans une quantité d'alcool égalant plusieurs milliers de fois le poids de l'alcaloïde (*Journal de chimie médicale*, tome VI, page 714). Dans le mémoire dont nous venons de donner un extrait, l'auteur pense que l'acide iodique peut fournir aux chimistes qui s'occupent

d'analyses organiques, un moyen d'exploration propre à révéler dans certains végétaux non encore analysés l'existence de quelques alcaloïdes nouveaux que pourraient contenir leurs parties solubles dans l'alcool.

Acide marin. Voyez *Acide hydrochlorique.*)

Acide muriatique. (Voyez *Acide hydrochlorique.*)

Acide nitrique ou azotique. (*Esprit de nitre* des anciens — *eau forte* du commerce.)

L'acide nitrique, purifié par les moyens usités dans les laboratoires et le plus concentré possible, contient 19,84 pour cent d'eau; il est incolore ou légèrement coloré en jaune s'il a été exposé à l'action de la lumière; son odeur est forte et un peu analogue à celle de l'acide hyponitrique. Mis en contact avec l'air, il répand une fumée blanche acide due à la condensation de l'humidité atmosphérique. Sa densité est de 1,5055. D'après Phillips, il bout à +80, mais son point d'ébullition est retardé jusqu'à + 120 quand la proportion d'eau qu'on lui a ajoutée l'a amené à une densité de 1,420.

Cet acide concentré, exposé à la lumière solaire, se colore bientôt en jaune ou en rouge, en dégageant du gaz oxigène et passant en partie à l'état d'acide hyponitrique qui reste dissous dans la partie d'acide nitrique non décomposée. Il agit avec une grande énergie sur les substances organiques, les corrode et les décompose en teignant d'abord en jaune les matières animales azotées. On se sert de cette propriété dans les arts pour imprimer des dessins jaunes sur des étoffes de laine colorée, car l'acide nitrique détruit la couleur de l'étoffe et la remplace par une teinte jaune.

Composition. L'acide nitrique anhydre est formé de deux volumes d'azote et de cinq volumes d'oxigène, ou en poids de :

Oxigène............	73,85 ou 5 atomes.	
Azote..............	26,15	2 atomes.

Sa formule = $Az^2 + O^5$ ou $\overset{.....}{Az}$.

L'acide hydraté est composé d'un atome d'eau uni à un atome d'acide nitrique, ou de 85,75 d'acide nitrique et 14,25 d'eau. Sa formule = $\overset{.....}{Az} + \dot{\bar{H}}$.

La densité de l'acide nitrique hydraté, décroissant à mesure qu'on l'étend d'eau, nous présentons ici, d'après les expériences de M. Thenard, un tableau indiquant le rapport entre la densité et la proportion de l'acide pour une température de + 19°.

DENSITÉ.	ACIDE ANHYDRE pour 100 d'acide.	DEGRÉS à l'aréom. de Baumé.
1,513	85,7	
1,498	84,2	51
1,478	72,9	49 1/2
1,434	62,9	46 1/2
1,422	61,9	45
1,376	51,9	41 1/2

Quoique ce tableau ne fasse pas connaître la force réelle de l'acide nitrique pour les densités auxquelles on le trouve dans le commerce, c'est à dire marquant 34° à 36°, on peut employer le moyen que nous avons exposé pour évaluer la quantité d'acide hydrochlorique, c'est à dire estimer quelle est la quantité de marbre que peut dissoudre un poids connu d'acide nitrique pour être saturé. L'expérience indique qu'un atome d'acide nitrique pur pesant = 677,03 décompose, pour se saturer complètement, 632,45 de carbonate de chaux sec; donc la proportion de carbonate de chaux que sature une quantité de l'a-

cide à examiner étant déterminée, on a les trois premiers termes d'une proportion dont il est alors facile de calculer le quatrième terme.

Caractères distinctifs de l'acide nitrique pur. 1° Liquide, incolore, répandant, au contact de l'air, une fumée blanche d'une odeur piquante nauséeuse.

2° Chauffé, il s'évapore entièrement en produisant d'abondantes vapeurs très acides.

3° Mis en contact avec la limaille de cuivre, cet acide réagit immédiatement en dissolvant ce métal avec dégagement abondant de deutoxide d'azote qui, au contact de l'air, se transforme en vapeurs rutilantes d'acide hyponitrique.

4° Étendu d'eau, il ne précipite point les solutions de nitrate de barite, ni de nitrate d'argent.

5° Cette solution saturée par la potasse fournit par l'évaporation un sel blanc piquant, qui active la combustion des charbons ardents, et dégage des vapeurs blanches piquantes par son contact avec l'acide sulfurique concentré.

Divers moyens ont été proposés pour découvrir de très petites quantités d'acide nitrique, tels sont 1° le procédé de M. Just. Liebig ; 2° le moyen indiqué par M. Desbassins de Richemont.

Le premier procédé consiste à mêler le liquide à examiner avec autant d'indigo qu'il est nécessaire pour le colorer en bleu distinct : on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique et on chauffe jusqu'à l'ébullition. Le liquide se décolore ou passe au jaune, s'il contient de l'acide nitrique libre ou combiné. M. Liebig annonce qu'il est permis de reconnaître par ce moyen 1/400 d'acide nitrique. (*Annales de chimie*, tome XXXV, p. 80).

M. Orfila, qui a répété l'expérience de M. Liebig, a reconnu qu'à l'aide de la solution de *sulfate d'indigotine* on arrive au même résultat ; mais il fait observer avec raison

que ce caractère n'est point particulier à l'acide nitrique, et que les acides *chlorique* et *iodique*, libres ou combinés, agissent de la même manière dans les mêmes circonstances sur la solution de sulfate d'indigotine. (*Journal de chimie médicale*, tome IV, p. 409.)

Le procédé de M. Desbassins de Richemont est fondé sur la coloration que prend l'acide sulfurique concentré, tenant en dissolution du protoxide de fer ou du deutoxide de cuivre, lorsqu'il est en présence d'une quantité quelconque de deutoxide d'azote libre ou naissant. L'acide sulfurique chargé de protoxide de fer, prend une magnifique couleur qui varie depuis le *pourpre foncé* jusqu'au *rose le plus tendre*, tandis que celui qui contient du deutoxide de cuivre devient d'une belle couleur violette ou bleue violacée susceptible de tous les degrés d'intensité. L'addition de l'eau fait disparaître successivement ces couleurs. L'acide nitrique mis en contact avec l'acide sulfurique, tenant en solution une petite quantité soit de protosulfate de fer, soit de deuto-sulfate de cuivre produit immédiatement les colorations indiquées ci-dessus.

Ce moyen d'une excessive délicatesse et d'une extrême fidélité, permet de signaler la présence des plus petites quantités d'acide nitrique ou de nitrates, dont on a mis le deutoxide d'azote en liberté.

Pour opérer, il suffit d'ajouter à quelques grammes d'acide sulfurique pur et concentré (1,840 de densité), une quantité convenable du liquide à examiner et qui peut varier depuis une goutte jusqu'au quart du volume de l'acide employé ; on agtie le mélange et lorsqu'il est refroidi, on y verse goutte à goutte une solution aqueuse concentrée de protosulfate de fer, jusqu'à ce que la couleur rose ou pourpre apparaisse. Avec un peu d'habitude et au moyen d'essais comparatifs, on peut reconnaître ainsi dans l'eau 1/24000e d'acide nitrique libre ou combiné.

Ce moyen est d'autant plus précieux que les acides nitrique et nitreux sont les seuls qui parmi les acides présentent ce caractère particulier. La réaction de l'acide nitreux est immédiate à l'aide d'une seule goutte de protosulfate de fer, ce qui permet de distinguer cet acide du premier.

D'après M. Desbassins, l'acide sulfurique chargé de protosulfate de fer est un réactif beaucoup plus sensible que l'acide tenant en solution du deutosulfate de cuivre, aussi accorde-t-il la préférence au premier pour ces sortes d'essais. (*Journal de chimie médicale*, tom. I, 2e série, p. 505.)

Acide nitrique du commerce. Cet acide étendu d'une certaine quantité d'eau, porte le nom d'*eau forte;* sa densité varie de 1,220 à 1,250. Il n'est jamais pur et contient le plus ordinairement du chlore et de l'acide sulfurique; quelquefois on y rencontre du nitrate de potasse qu'on y a fait dissoudre pour augmenter sa densité.

La présence du chlore dans cet acide se reconnaît en y versant quelques gouttes de solution de nitrate d'argent, qui y déterminent soit un trouble laiteux, soit un précipité abondant, caillebotté, soluble dans l'ammoniaque. On démontre la présence de l'acide sulfurique en étendant l'acide qu'on examine de 5 à 6 fois son volume d'eau distillée et y ajoutant de l'eau de barite ou une solution de nitrate de barite : il se produit aussitôt un précipité blanc pulvérulent de *sulfate de barite* insoluble dans l'eau et les acides.

Quant à l'existence du nitrate de potasse ou d'un sel fixe en solution dans l'acide nitrique du commerce, on peut toujours la démontrer en évaporant à siccité une portion de ce liquide dans une capsule ou dans une cornue. Il laissera un résidu blanc sur lequel un examen ultérieur devra faire prononcer.

De l'acide nitrique considéré sous le rapport médico-légal.

L'acide nitrique placé au nombre des poisons irritants, est un caustique puissant qui, en détruisant la vie, produit des lésions d'une nature particulière, propres à le faire reconnaître surtout par la couleur jaune qu'il communique aux tissus et membranes avec lesquels il a été en contact.

1° Lorsque cet acide est pur, et non mélangé aux matières animales, on peut toujours le reconnaître aux phénomènes qu'il présente avec les réactifs que nous avons rapportés plus haut.

2° S'il est mélangé avec les matières alimentaires ou les tissus décomposés, on exprimera d'abord ces matières dans un linge blanc et on soumettra le liquide qui en sera extrait à l'action de la teinture de tournesol et à celle des réactifs précités.

3° Si cet examen ne fournit aucun résultat satisfaisant, on traitera toutes les parties solides par une solution de bicarbonate de potasse qui saturera l'acide nitrique combiné à ces matières solides et le transformera en nitrate de potasse soluble. La solution filtrée au bout d'un quart d'heure, devra être évaporée jusqu'à siccité; il restera une masse saline dans laquelle on pourra démontrer la présence du nitrate de potasse; 1° en projetant une partie du sel sur les charbons il y aura fusion et scintillation; 2° en traitant à chaud, une partie du sel par la tournure de cuivre et l'acide sulfurique on dégagera du deutoxide d'azote; 3° enfin en mettant en contact une portion du même sel avec de l'acide sulfurique concentré tenant en solution du protosulfate de fer, il se manifestera bientôt une coloration *rose* ou *pourpre*, particulière à l'acide nitrique.

C'est à l'aide de procédés plus ou moins analogues à ceux que nous avons rapportés ici que MM. Orfila et Lesueur ont établi d'une manière incontestable : 1° que l'on

pouvait démontrer encore la présence de l'acide nitrique, concentré plusieurs mois après qu'il avait été mêlé avec des matières animales, et lorsque déjà la putréfaction était à son comble; 2° qu'il n'en était pas de même lorsque cet acide avait été considérablement affaibli par l'eau, qu'il disparaissait et se transformait en nitrate d'ammoniaque par l'ammoniaque résultant de la putréfaction des matières animales.

Usages de l'acide nitrique. Cet acide a des usages très multipliés non seulement dans les laboratoires de chimie où il est fréquemment employé comme dissolvant de la plupart des métaux, mais aussi dans les arts et les manufactures. L'insolubilité et l'inaltérabilité de l'or et du platine par cet acide le font employer dans les essais docimastiques pour séparer ces métaux de leurs alliages; c'est sur ce même principe qu'est fondé l'usage qu'en font les essayeurs et les orfèvres pour déterminer le titre des bijoux d'or. (Voyez *Alliages d'or et de cuivre*), et faire le départ de l'or des alliages de ce métal avec l'argent.

La propriété qu'il possède d'oxider et d'acidifier l'étain et l'antimoine en les transformant en composés insolubles, tandis qu'il dissout les autres métaux en formant avec eux des nitrates solubles, le rend précieux pour analyser les alliages d'étain ou d'antimoine avec le plomb, le cuivre, le zinc, le fer, etc., etc.

La solubilité de certains oxides et sels insolubles dans cet acide le fait souvent mettre en usage dans l'analyse minérale. Il n'est pas moins utile dans l'analyse organique pour distinguer certains principes immédiats végétaux et animaux, tels que la gomme qu'il convertit en partie en acide *mucique*, le sucre en *acide oxalique*, la cholestérine en *acide cholestérique*, l'urée qu'il précipite de sa solution à l'état de *nitrate*, l'acide urique qu'il fait distinguer et reconnaître par sa transformation en *acide purpurique*, etc.

C'est même en décomposant, au moyen de l'acide nitrique concentré, pur et bouillant, la cérébrine et les autres matières grasses du cerveau, qu'il a été possible d'évaluer la proportion de phosphore qu'elles contiennent par la quantité d'acide phosphorique qui se produit dans cette circonstance. (Couerbe.)

Acide oxalique. Cet acide qui tire son nom du mot latin *oxalis, oseille*, où il a été d'abord rencontré à l'état de combinaison avec la potasse et constituant alors le sel d'oseille, existe aussi dans plusieurs plantes acidules du même genre ou de genre différent; on le trouve libre ou combiné à la potasse ou à la chaux.

L'acide oxalique se forme artificiellement dans beaucoup de réactions de l'acide nitrique sur certains principes immédiats; on le produit le plus ordinairement en décomposant l'amidon ou le sucre par l'acide nitrique, et faisant cristalliser à plusieurs reprises l'acide oxalique obtenu, pour le purifier de l'acide nitrique qu'il peut retenir.

Propriétés. L'acide oxalique se présente en petites aiguilles transparentes et incolores qui sont des petits prismes quadrilatères, terminés par des sommets dièdres. Il est inodore, d'une saveur acide très prononcée qui agace les dents. Exposé à l'air sec il s'effleurit en perdant une partie de son eau de cristallisation. Chauffé, il fond d'abord, bouillonne ensuite en se décomposant, et se sublime en partie sans avoir éprouvé d'altération. Mis en contact avec l'eau, ses cristaux se brisent en faisant entendre un léger bruit à mesure qu'ils se dissolvent; 100 parties de ce liquide à + 15 peuvent dissoudre 11 1/2 de cet acide. L'alcool en dissout une plus grande quantité.

Composition. Cet acide cristallisé contient 42,70 d'eau pour cent ou 3 atomes d'eau, dont 2 atomes se dégagent par son effleurissement à 'air sec ; anhydre il est composé de :

Carbone........	33,77	ou 2 atomes.
Oxigène........	66,23	3 atomes.
	100,00	

Sa formule est $\dddot{C}$ ou $C^2 O^3$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents l'acide oxalique fond aussitôt, et s'exhale en fumée blanche, acide, qui provoque la toux; il ne laisse aucun résidu charbonneux;

2° Sa solution aqueuse concentrée forme avec les solutions de potasse et d'ammoniaque mises en quantité insuffisante pour la saturer, un précipité blanc, cristallin, d'*oxalates acides de ces bases.* Le même effet se produit avec les solutions salines à base de potasse et d'ammoniaque;

3° L'eau de chaux versée dans cette solution y produit un précipité blanc pulvérulent, si peu soluble dans l'eau que 1/40000 de cet acide est indiqué par ce réactif. Les solutions de barite et de strontiane fournissent un précipité blanc, floconneux, soluble dans un excès d'acide oxalique;

4° Les solutions de sulfate de chaux et de nitrate de chaux sont précipitées par cet acide, il en est de même des solutions d'acétate de plomb, de nitrate d'argent, de protonitrate de mercure et de deutosulfate de cuivre; le précipité par ce dernier sel est *bleuâtre* et *pulvérulent.*

Usages de l'acide oxalique. L'affinité de l'oxide oxalique pour la chaux est si grande et le composé qu'il produit avec cette base est si peu soluble qu'on emploie toujours cet acide, soit comme réactif pour reconnaître la présence de la chaux libre ou combinée, soit pour l'extraire dans une analyse, et en déterminer la quantité par le poids de l'oxalate qui est obtenu.

Les combinaisons neutres solubles qu'il forme avec la potasse et l'ammoniaque sont également employées aux mêmes usages.

La propriété dont jouit l'acide oxalique de former avec quelques oxides métalliques des sels solubles, et avec d'autres des sels insolubles dans l'eau l'a fait employer pour séparer le peroxide de fer des oxides de cobalt et de nickel; il forme avec le premier un oxalate soluble, et avec les seconds deux oxalates insolubles. C'est sur ce même principe qu'a été proposé l'emploi de la solution d'acide oxalique pour isoler l'oxide de fer des hydrates d'oxide de zirconium et de titane, ainsi que pour séparer l'oxide de fer du protoxide de manganèse.

L'acide oxalique a aussi des usages plus ou moins étendus dans les arts, il est employé dans la fabrication des toiles peintes; on s'en sert pour enlever les taches d'encre et de rouille sur le linge et les tissus de laine blanche.

Acide oxichlorique. (Voyez *Acide perchlorique.*)

Acide paratartrique. On a donné ce nom à un acide organique particulier qui est isomérique avec l'acide tartrique, et qui a été rencontré dans le tartre des vins de certains cantons des Vosges.

Propriétés. L'acide paratartrique se présente en prismes parfaitement diaphanes, ou en grands rhombes obliques. Il est fortement acide comme l'acide tartrique, inodore et très fusible; chauffé il donne à la distillation un liquide épais, très acide, peu d'huile empyreumatique et un faible résidu charbonneux. L'eau à + 15° en dissout les 100/575 de son poids.

Composition. Cet acide cristallisé renferme 2 atomes d'eau combinée, ou 21,306 pour cent de son poids; anhydre, il est composé comme l'acide tartrique de :

Carbone.	36,81	ou	4 atomes.
Hydrogène	3,00		4 atomes.
Oxigène.	60,19		5 atomes.
	100,00		

Sa formule est par conséquent $C^4 H^4 O^5$.

La capacité de saturation de cet acide est exactement la même que celle de l'acide tartrique dont il diffère cependant par ses propriétés physiques et par ses caractères chimiques.

Caractères distinctifs. 1° L'acide paratartrique projeté sur les charbons ardents fond, se boursoufle en laissant évaporer son eau, noircit ensuite en répandant une vapeur acide très piquante, et laisse un résidu charbonneux qui brûle entièrement;

2° Dissous dans l'eau cette solution concentrée produit un précipité blanc cristallin, très peu soluble en y versant quelques gouttes d'une solution de potasse, et ce précipité se redissout lorsque l'acide est entièrement saturé par cet alcali;

3° L'ammoniaque liquide versée avec précaution dans cette solution se comporte comme la solution de potasse en produisant un sel acide peu soluble et un sel neutre très soluble dans l'eau;

4° La solution d'acide paratartrique précipite l'eau de chaux en flocons blancs, comme le fait celle d'acide tartrique, mais ce précipité en diffère en ce qu'après avoir été redissous par l'acide hydrochlorique, il reparaît par l'ammoniaque, tandis que le précipité formé par l'acide tartrique, mis dans les mêmes circonstances, reste dissous.

5° L'affinité de cet acide pour le protoxide de calcium est si grande qu'il l'enlève aux solutions neutres de nitrate de chaux et de chlorure de calcium, comme cela a lieu avec l'acide oxalique; mais on ne peut le confondre avec ce dernier parce qu'il ne précipite pas la solution de sulfate de chaux.

Acide perchlorique. Cet acide désigné d'abord sous le nom d'*acide chlorique oxigéné* et ensuite d'*acide oxichlorique*, a été découvert en 1814, à Vienne, par le comte Stadion. Il se produit dans l'action de l'acide sulfurique sur le chlorate de potasse, et d'après Sérullas, pendant la dis-

tillation de l'acide chlorique pur dont un tiers environ se convertit en cet acide.

L'acide perchlorique le plus concentré possible est solide, blanc, en masse ou en longs prismes quadrangulaires; d'après Sérullas, il fond à + 45°. Exposé à l'air, il en attire promptement l'humidité, en donnant lieu à des vapeurs blanches très épaisses. A l'état d'hydrate c'est un liquide incolore d'une saveur acide franche, et qui rougit le papier de tournesol sans le décolorer.

Sous cet état, d'après Sérullas, il n'enflamme pas le papier comme l'acide chlorique, mais il donne à ce papier la propriété, lorsqu'on le met en contact avec un charbon incandescent, de lancer de vives étincelles avec un violent pétillement et souvent détonation.

Composition. Cet acide est formé de 2 volumes de chlore et de 7 volumes d'oxigène, ou en poids de :

Oxigène........	61,26	ou 7 atomes.
Chlore.........	38,74	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\overset{::::}{Ch}$. ou $Ch^2\ O^7$.

Caractères distinctifs. Cet acide, indépendamment des caractères physiques que nous avons rapportés ci-dessus et de la propriété qu'il présente de faire brûler avec scintillation un papier qui en est imprégné, peut être distingué de l'acide chlorique par la propriété qu'il a de former avec la potasse un sel très peu soluble dans l'eau à la température ordinaire.

En effet, en divisant en deux parties égales une solution étendue de potasse, l'acide perchlorique versé dans une partie, donne lieu aussitôt à un précipité blanc cristallin de *perchlorate de potasse* lorsque l'autre partie de la solution n'est nullement troublée par l'acide chlorique.

2° Chauffé avec l'acide hydrochlorique et l'alcool, cet acide n'est pas altéré, tandis que l'acide chlorique est décomposé dans les mêmes circonstances, en donnant avec le premier du deutoxide de chlore et avec le second de l'*acide acétique* et *du chlore*.

3° La solution d'acide perchlorique n'est point précipitée par les solutions de soude, de chaux, de barite, ainsi que par aucune dissolution métallique.

Usages. La propriété dont jouit l'acide perchlorique de former avec la potasse un sel qui exige 65 fois son poids d'eau à + 15° pour se dissoudre, tandis que la soude produit avec cet acide un composé déliquescent, très soluble non seulement dans l'eau, mais dans l'alcool à 40°, offre un moyen avantageux pour distinguer et même séparer l'un de l'autre ces deux alcalis.

Si l'on verse, par gouttes, dans une solution mêlée de soude et de potasse, de l'acide perchlorique en excès, à l'instant (les liqueurs étant concentrées) il se forme un précipité de perchlorate de potasse; le perchlorate de soude reste dans la liqueur; on peut alors séparer ces deux sels l'un de l'autre par l'alcool concentré, qui précipite en même temps de la liqueur la petite quantité de perchlorate de potasse qui peut s'y trouver.

L'acide perchlorique agit de la même manière sur les sels de potasse en solution concentrée, il en précipite la base à l'état de perchlorate, en mettant en liberté les acides avec lesquels elle était combinée. Cette double action fournit une nouvelle application dans les analyses minérales, en procurant un moyen d'examiner l'acide qui était primitivement combiné à cette base, acide dont l'isolément peut toujours s'effectuer par l'alcool.

Les perchlorates de barite et d'argent, en raison de leur solubilité, peuvent être employés avec avantage dans l'analyse, pour déterminer dans des mélanges : le premier les

rapports du sulfate de potasse au sulfate de soude, et le second ceux du chlorure de sodium au chlorure de potassium.

On conçoit, en effet, que le perchlorate de barite, en agissant sur un mélange de sulfate de potasse et de sulfate de soude dissous dans l'eau, donnera naissance, par l'intermède de l'alcool, d'un côté à du perchlorate de soude, soluble dans ce liquide, et de l'autre à un précipité insoluble de perchlorate de potasse et de sulfate de barite, duquel on enlèvera facilement le perchlorate par les lavages à l'eau chaude.

Le poids du sulfate de barite fera connaître la proportion exacte d'acide sulfurique renfermée dans les deux sulfates, et la proportion de chacune des bases sera déduite, savoir : la potasse du poids de perchlorate de potasse, et la soude du poids du chlorure de sodium, obtenu de la calcination du perchlorate de soude dans un petit creuset de platine.

Dans l'analyse des chlorures de sodium et de potassium, on verse, dans la solution de ce mélange, du perchlorate d'argent jusqu'à cessation de précipité; il se produit du chlorure d'argent et du perchlorate de potasse qui se séparent. On lave à l'eau chaude, sur un filtre, le précipité pour redissoudre le perchlorate de potasse. Les eaux de lavage sont réunies à la liqueur qui a été précipitée et on les fait évaporer à siccité; en traitant alors par l'alcool concentré, on sépare, au moyen d'un filtre, tout le perchlorate de potasse à l'état solide, tandis que le perchlorate de soude reste dissous dans l'alcool, mêlé à la petite quantité de perchlorate d'argent, qui a été employée en excès. La solution alcoolique évaporée fournit le perchlorate de soude. On calcine séparement les deux sels dans un petit creuset pour les décomposer; en dissolvant ensuite le résidu, en filtrant et

évaporant, on a, par la dessiccation, les chlorures de sodium et de potassium isolés; Sérullas, qui a mis en pratique ce procédé en 1831, annonce qu'il est parvenu à séparer, à une très grande approximation, des mélanges pesés de quelques grains (*Journal de chimie médicale*, tome VII, page 328).

Acide phosphorique. Cet oxacide, le plus oxigéné des composés que forme le phosphore avec l'oxigène, n'existe point à l'état de liberté dans la nature, mais toujours uni à certains oxides métalliques, avec lesquels il produit des sels, qu'on rencontre plus ou moins abondamment dans les trois règnes.

L'acide phosphorique libre et pur se présente en flocons blancs, incolores, tellement avides d'eau qu'ils s'humectent promptement à l'air et tombent en déliquescence en moins de quelques minutes; mis en contact avec l'eau, il s'y disssout avec sifflement en produisant de la chaleur; cette solution est très acide, évaporée elle fournit un liquide sirupeux, transparent, qui fond à une température rouge et prend l'aspect d'un verre transparent, par le refoidissement; sous cet état il est hydraté et peut contenir de 9 à 20 pour cent d'eau, suivant la température à laquelle il a été exposé; ainsi fondu et vitrifié, l'acide phosphorique hydraté attire aussi l'humidité atmosphérique, mais avec lenteur; l'eau le redissout peu à peu. Sous l'influence de la chaleur, cet acide acquiert quelques propriétés qu'il n'avait pas auparavant; ainsi sa solution récemment faite précipite l'*albumine* et le nitrate d'argent en blanc. Si l'acide est dissous depuis quelque temps, il ne précipite plus l'albumine et produit un précipité *jaune* avec le nitrate d'argent. Ce changement, qu'on ne peut encore bien expliquer, se manifeste après la calcination de certains phosphates solubles; ce qui doit mettre en garde dans l'examen de ces sels par les réactifs.

Composition. Cet acide anhydre est formé de :

Oxigène...........	56,04 ou	5 atomes.
Phosphore.........	43,96	2 atomes.
	100,00	

Sa formule est $Ph^2\ O^5$ ou $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Ƥh}}$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide phosphorique est fixe au feu, fusible et indécomposable. Projeté sur les charbons ardents, il n'exhale aucune odeur, se ramollit et fond ensuite si la chaleur est élevée.

2° Sa solution aqueuse, traitée par l'eau de chaux ou l'eau de barite en excès, produit des précipités blancs floconneux qui se redissolvent dans un excès de cet acide, ou de tout autre capable de former avec ces bases des composés solubles, tels sont les acides *nitrique*, *hydrochlorique* ou *hydrobrômique*.

3° Saturée par l'ammoniaque ou la potasse, la solution d'acide phosphorique se comporte différemment avec le nitrate d'argent si l'acide a été ou non récemment dissous; dans le premier cas, elle produit un précipité blanc de phosphate neutre d'argent; dans le second cas, un précipité jaune.

4° Les solutions de proto-nitrate de mercure et d'acétate de plomb forment dans la solution d'acide phosphorique saturée par un alcali des précipités blancs floconneux, solubles dans un excès d'acide nitrique. Le premier précipité (phosphate de mercure) chauffé dans une cuiller de platine, se décompose avec bouillonnement et laisse de l'acide phosphorique qui se vitrifie ; le second précipité (phosphate de plomb) calciné au chalumeau sur un support de charbon, se fond aisément en un globule blanc nacré, qui, par le refroidissement, se solidifie en un bouton de forme polyèdre ; mais en continuant de le chauffer for-

tement, l'acide phosphorique se décompose peu à peu par le contact du charbon et le phosphore qui en provient brûle en donnant à la flamme une teinte jaunâtre particulière.

Tels sont les réactifs que l'on met en usage pour reconnaître et distinguer l'acide phosphorique libre ou combiné; mais lorsque les quantités sur lesquelles il est permis d'opérer sont très petites et qu'on ne peut varier les essais, il faut recourir au procédé qui a été mis en pratique en 1825, par MM. Vauquelin et Thénard. Ce procédé facile et très exact est fondé sur la décomposition des phosphates par le potassium à une température rouge et leur conversion en phosphures desquels on dégage par l'action de l'eau acidulée du gaz hydrogène proto-phosphoré, reconnaissable à son odeur alliacée et à ses autres caractères. La sensibilité de ce moyen est telle qu'il est facile de prononcer sur un demi-milligramme de phosphate de chaux.

Pour opérer, on se sert d'un tube de verre, fermé par un bout, de 3 à 4 millimètres de diamètre et long de 4 à 5 centimètres environ, dans lequel on introduit 1 centigramme de potassium ou de sodium qu'il faut avoir le soin de bien tasser au fond du tube; on jette par dessus le phosphate en poudre et bien calciné qu'on presse le plus possible sur le potassium. Les choses étant ainsi disposées on tient le tube dans une position verticale avec une pince et on le chauffe jusqu'à l'incandescence. La réaction a lieu tranquillement, et lorsque le tube est refroidi on y verse du mercure pour dissoudre par l'agitation l'excès de potassium qui s'est sublimé; si, alors on souffle dans le tube l'air qui sort de la bouche, et qu'on retire avec une petite baguette de bois un peu de la matière fondue, elle répand une odeur alliacée très forte d'hydrogène proto-phosphoré.

On peut obtenir et recueillir une portion de ce gaz en faisant passer dans le tube rempli de mercure un peu d'eau

acidulée par de l'acide hydrochlorique et chauffant la partie du tube où se trouve la matière avec un charbon rouge (*Journal de chimie médicale*, etc., tome I, p. 17).

Usages. Quoique l'acide phosphorique ne soit pas employé comme réactif dans la plupart des expériences chimiques, il importe souvent dans certaines analyses inorganiques et organiques de calculer la proportion exacte qui s'en est formée pour déterminer ensuite celle du phosphore qui existait dans les matières sur lesquelles on a opéré. C'est sur ce principe qu'est fondée la détermination de la quantité de phosphore contenue dans les fontes, fers et aciers du commerce, ainsi que dans certains principes immédiats organiques. L'acide phosphorique produit, précipité à l'état de phosphate de barite ou de chaux, est aisément calculé d'après le poids de l'un ou de l'autre de ces deux sels. La forte affinité qu'a le phosphore pour l'oxigène dans cet acide, permet d'employer celui-ci à la séparation de certains acides organiques, qui pourraient être décomposés par les autres acides minéraux.

Acide prussique. (Voyez *Acide hydrocyanique.*)

Acide succinique. (*Sel volatil de succin.*)

Cet acide, qui existe tout formé dans le résine fossile désignée sous les noms de *succin*, *ambre jaune* ou *karabé*, se retire soit par la distillation sèche, soit en traitant le succin pulvérisé par une solution de carbonate de potasse ou de soude.

Purifié par voie de cristallisation, il se présente en prismes droits, incolores, terminés par quatre facettes; sa saveur est faiblement acide et un peu âcre; chauffé il fond d'abord et se sublime ensuite en abandonnant l'eau qu'il contient et une petite quantité d'huile empyreumatique qui s'y trouve. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; l'eau en dissout 1/25 à + 15° et 1/3 à + 100; l'alcool à froid le dissout difficilement, mais à chaud une

partie de cet acide se dissout dans une partie et demie de ce liquide bouillant.

Composition. L'acide succinique cristallisé renferme 1 atome d'eau ou 15,15 pour cent; anhydre il contient :

Oxigène....	47,56	ou 3 atomes.
Carbone....	48,48	4 atomes.
Hydrogène..	3,96	4 atomes.
	100,00	

Sa formule = $O^3\ C^4\ H^4$ et son signe = $\overline{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents, l'acide succinique fond et s'exhale aussitôt en vapeurs blanches âcres et irritantes sans laisser de résidu charbonneux.

2° Sa solution aqueuse ne précipite point par les solutions de chaux, de barite et de strontiane; mais elle forme avec l'acétate de plomb neutre et celui tribasique un précipité blanc insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide nitrique.

3° Saturé par l'ammoniaque ou la potasse, l'acide succinique produit avec ces bases des sels très solubles dont la solution précipite les sels neutres de peroxide de fer en flocons rouges brunâtres, et est sans action sur les sels de protoxide de manganèse, d'argent et de cuivre avec les oxides desquels l'acide succinique forme des combinaisons solubles.

Usages. L'acide succinique est quelquefois employé en médecine, mais très rarement; dans les laboratoires de chimie, il sert dans les analyses des substances où il existe de l'oxide de fer mêlé à de l'oxide de manganèse pour séparer ces deux oxides. On l'emploie à l'état de succinate soluble qu'on ajoute à la dissolution qui contient ces deux oxides. Le succinate de peroxide de fer est entièrement précipité si la dissolution est neutre.

Cet acide tel qu'on le trouve dans le commerce est sou-

vent falsifié en raison de son prix élevé. On y mélange de l'acide *tartrique, du bisulfate de potasse* ou *du sel ammoniac* coloré par un peu d'huile empyreumatique de succin. On reconnaît ces fraudes non seulement aux caractères que présente alors l'acide, et qui sont différents de ceux que nous avons indiqués ci-dessus, mais par le résidu qu'il laisse lorsqu'on le chauffe sur une lame métallique ou qu'on le met sur un charbon ardent. La fraude avec l'acide tartrique se reconnaît au résidu charbonneux, celle avec le bisulfate de potasse au sel blanc fixe qui reste pour résidu; quant à la présence du sel ammoniac, on la constate soit en triturant l'acide avec un peu de chaux qui en dégage une odeur ammoniacale, soit par la solution de nitrate d'argent qui occasionne dans la solution de cet acide un précipité blanc, caillebotté de chlorure d'argent.

Acide sulfureux. Cet oxacide qui résulte toujours de la combustion du soufre, soit à l'air, soit dans le gaz oxigène, et qu'on peut former dans une foule de réactions chimiques se présente à l'état de liberté sous forme gazeuse.

Gaz acide sulfureux. C'est un gaz permanent à la température ordinaire, mais susceptible de se liquéfier à une basse température (— 20). Il est incolore, d'une odeur forte et suffocante qui irrite les yeux et excite la toux; sa densité est de 2,247; il éteint les corps en combustion. Le calorique n'a aucune action sur lui; l'eau à + 15° en dissout *trente-trois fois son volume.*

Composition. On admet qu'il est formé d'un volume de gaz oxigène et d'un demi-volume de vapeur de soufre condensés en un volume, ou en poids de :

Oxigène........	49,856	ou 2 atomes.
Soufre.........	50,144	1 atome.
	100,000	

Sa formule = SO^2 ou $\ddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° L'odeur de ce gaz est piquante et analogue à celle du soufre qui brûle à l'air;

2° Il rougit d'abord la teinture de tournesol et lui communique ensuite une couleur de vin paillet;

3° L'eau l'absorbe entièrement et acquiert l'odeur et la saveur du gaz ainsi que la propriété d'agir sur le tournesol;

4° Les solutions de potasse et de soude l'absorbent aussi, mais en formant avec lui des composés solubles, inodores, d'où les acides le séparent avec toutes ses propriétés caractéristiques: l'eau de chaux agit de la même manière, mais l'eau de barite en l'absorbant se trouble et produit un précipité blanc de *sulfite de barite*, soluble dans un excès de gaz acide sulfureux.

Solution de gaz acide sulfureux. Cette solution est incolore et possède l'odeur et la saveur du gaz quoique moins prononcée; lorsqu'elle est saturée sa densité est de 1,045. Chauffée, elle laisse dégager peu à peu et entièrement le gaz qu'elle contient. Exposée à l'air dans un vase mal bouché, elle absorbe lentement l'oxigène et se convertit en partie en acide sulfurique.

Caractères distinctifs. 1° La solution d'acide sulfureux pur est facilement distinguée par son odeur et sa saveur;

2° La teinture de tournesol agit sur elle comme sur le gaz lui-même;

3° L'eau de chaux n'y produit pas de précipité, mais l'eau de barite la précipite, et le sulfite qui s'y forme peut se redissoudre dans un excès d'acide.

4° Les solutions de *chlore*, d'*iode* et de *brôme* la convertissent en acide sulfurique en décomposant l'eau et s'acidifiant elles-mêmes.

5° Les acides hydrosulfurique et iodique sont décomposés par cette solution qui produit avec le premier un

précipité blanc opalin de soufre provenant des deux acides décomposés, et avec le second un précipité brun d'iode que la chaleur en réduisant en vapeurs violettes fait aisément reconnaître.

Usages. L'acide sulfureux sous les deux états que nous avons mentionnés ci-dessus est très employé dans les arts, l'action destructive qu'il exerce sur plusieurs couleurs organiques le fait particulièrement employer dans le blanchiment des étoffes de soie et de laine, ainsi que dans celui des tissus de paille. On s'en sert aussi pour *muter* les vins faibles qui s'aigriraient bientôt dans les tonneaux si le ferment n'était pas soustrait à l'action de l'air qu'ils contiennent. Dans les laboratoires, la solution d'acide sulfureux est usitée comme *réactif*, et quelquefois dans certaines opérations comme moyen d'obtenir et d'isoler plusieurs corps de leur combinaison.

Acide sulfurique. (*Acide du soufre, acide vitriolique, huile de vitriol.*) Tels étaient les noms sous lesquels on désignait autrefois cet acide; dans le commerce on lui donne encore les deux derniers noms.

L'acide sulfurique est connu sous trois formes distinctes ou modifications particulières : 1° Anhydre et pur ; 2° mélangé à une petite quantité d'acide hydraté, il constitue sous cet état l'acide dit *fumant* ou *glacial* de Nordhausen ; du nom de la localité où on le fabrique en grande quantité ; 3° combiné à une proportion déterminée d'eau, c'est l'acide ordinaire du commerce qu'on connaît aussi sous le nom d'acide sulfurique d'Angleterre ; ce dernier nom lui a été donné parce que c'est dans ce pays qu'on a d'abord imaginé le procédé à l'aide duquel on le prépare aujourd'hui dans les arts. Ce dernier acide est le plus répandu dans le commerce pour les différents usages.

Propriétés de l'acide sulfurique anhydre. Cet acide se présente sous forme d'aiguilles blanches, soyeuses et flexi-

bles, qui se liquéfient à + 25° degré C., et se volatilisent presque immédiatement. Sa densité est de 1,970 lorsqu'il a été liquéfié. Une chaleur rouge le décompose en gaz acide sulfureux et en gaz oxigène dans le rapport de 2 à 1. Exposé à l'air il en attire l'humidité en répandant d'épaisses vapeurs très acides et qui provoquent la toux. Mis en contact avec l'eau il s'y combine rapidement en produisant le bruit d'un fer rouge plongé dans l'eau ; en se dissolvant il passe à l'état d'hydrate et produit un liquide visqueux très acide.

Composition. L'acide sulfurique anhydre est formé de trois volumes d'oxigène contre un volume de vapeur de soufre, ou en poids de :

Oxigène..........	59,86	ou 3 atomes.
Soufre...........	40,14	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $= SO^3$ ou $\dddot{S}$. Sa capacité de saturation est de 19,96, d'après les expériences de M. Berzélius.

L'acide sulfurique sous cet état n'est employé que dans les laboratoires.

Acide sulfurique fumant ou glacial de Nordhausen ou de Saxe. Cet acide obtenu de la distillation du proto-sulfate de fer desséché a une couleur brunâtre foncée; sa densité est de 1,89 à 1,90. Mis en contact avec l'air il répand aussitôt une fumée blanche due à la volatilisation de l'acide anhydre qu'il contient et qui agit sur la vapeur d'eau répandue dans l'atmosphère. Son odeur est forte et suffocante par l'acide sulfureux qu'il contient accidentellement. Chauffé, il abandonne l'acide anhydre et l'acide sulfureux qu'il contient et reste à l'état d'acide hydraté sous forme d'un liquide épais et visqueux. L'eau agit sur cet acide comme sur le précédent. Toutes les propriétés

que présente l'acide de Nordhausen dépendent du mélange de l'acide anhydre avec une plus ou moins grande quantité d'acide hydraté.

Usages. L'acide fumant de Nordhausen est employé dans les laboratoires pour obtenir l'acide sulfurique anhydre. Dans les arts on s'en sert en teinture pour dissoudre l'indigo, de préférence à l'acide hydraté du commerce.

Propriétés de l'acide sulfurique hydraté ordinaire ou acide sulfurique du commerce.

Cet acide qu'on prépare aujourd'hui en très grande quantité, et à bas prix pour les besoins des arts, s'obtient de la combustion d'un mélange de nitre et de soufre dans des chambres particulières en plomb. Il se présente sous forme d'un liquide incolore, inodore, de consistance oléagineuse, d'une si grande causticité qu'il désorganise et noircit promptement toutes les matières organiques avec lesquelles on le met en contact. Sa densité est de 1,852 à + 15° C. Il appartient à la classe des liquides les moins volatils, car il n'entre en ébullition qu'à + 326° C, et distille ensuite sans éprouver d'altération.

Exposé à l'air il attire puissamment l'humidité et s'affaiblit de plus en plus. Versé lentement dans l'eau il coule comme du sirop, tombe au fond de ce liquide, et s'y combine aisément par l'agitation en dégageant beaucoup de chaleur. La proportion d'eau ajoutée à cet acide diminue sa densité et abaisse son point d'ébullition qui se rapproche d'autant plus de 100° qu'il contient davantage d'eau. La densité d'un mélange d'acide sulfurique hydraté et d'eau étant variable et nullement soumise à des règles générales, nous présentons le tableau suivant qui est dû aux expériences directes de Vauquelin et MM. D'Arcet et Parkes,

et qui peut être souvent consulté dans la pratique de certaines opérations chimiques.

Table de la richesse de l'acide sulfurique à divers degrés pour la température de + 15° cent.

DEGRÉS DE L'ACIDE à l'aréomètre de Baumé.	DENSITÉ de l'acide.	PROPORTION d'acide hydraté pour 100.	PROPORTION d'eau pour 100.
66°	1,842	100	0
60°	1,725	84.22	15,78
60°	1.717	82,34	17,66
55°	1,618	74.32	25,68
54°	1,603	72.70	27,30
53°	1.586	71.17	28,83
52°	1,566	69.30	30,70
51°	1,550	68.30	31,70
50°	1,5[illegible]2	66,45	33.55
49°	1.515	64.37	35,63
48°	1.500	62,80	37.20
47°	1,482	61,32	38,68
46°	1,466	59.85	40.15
45°	1,454	58,02	41,98
40°	1.395	50.41	49,59
35°	1,315	43,21	56,79
30°	1.260	36,52	63,48
25°	1,210	30.12	69,88
20°	1.162	24,01	75 99
15°	1,114	17,39	82.61
10°	1,076	11,73	88.27
5°	1,023	6,60	93,40

Les raisons que nous avons exposées plus haut nous font publier ici une table du docteur Ure, dans laquelle sont indiqués les rapports qui existent entre l'acide sulfurique à diverses densités et les proportions d'acide *hydraté* et *anhydre* qu'il contient à une température de 15°,5.

DENSITÉ de l'acide.	ACIDE hydraté.	ACIDE anhydre.	DENSITÉ de l'acide.	ACIDE hydraté.	ACIDE anhydre.
1,8485	100	81,54	1,4360	55	44,85
1,8475	99	80,72	1,4265	54	44,03
1,8460	98	79,90	1,4170	53	43,22
1,8439	97	79,09	1,4073	52	42,40
1,8410	96	78,28	1,3997	51	41,58
1,8376	95	77.40	1,3884	50	40,77
1,8336	94	76,65	1,3788	49	39,95
1,8290	93	75,83	1,3697	48	39,14
1,8233	92	75,02	1,3612	47	38,32
1,8179	91	74,20	1,3530	46	37,91
1,8115	90	73,39	1,3440	45	36,69
1,8043	89	72,57	1,3345	44	35,88
1,7962	88	71,75	1,3255	43	35,06
1,7870	87	70,94	1,3165	42	34,25
1,7774	86	70,12	1,3080	41	33,43
1,7673	85	69,31	1,2999	40	32,61
1,7570	84	68,49	1,2913	39	31,80
1,7465	83	67,68	1,2826	38	30,98
1,7360	82	66,86	1,2740	37	30,17
1,7245	81	66,05	1,2654	36	29,35
1,7120	80	65,23	1,2572	35	28,54
1,6993	79	64,42	1,2490	34	27,72
1,6870	78	63,60	1,2334	33	26,91
1,6750	77	62,78	1,2260	32	26,09
1,6630	76	61,97	1,2260	31	25,28
1,6520	75	61,15	1,2184	30	24,46
1,6415	74	60,34	1,2108	29	23,65
1,6321	73	59,52	1,2032	28	22,83
1,6204	72	58,71	1,1956	27	22,01
1,6090	71	57,89	1,1876	26	21,20
1,5975	70	57,08	1,1792	25	20.38
1,5868	69	56,26	1,1706	24	19,57
1,5760	68	55,45	1,1626	23	18,75
1,5648	67	54,63	1,1549	22	17,94
1,5503	66	53,82	1,1480	21	17,12
1,5390	65	53,00	1,1410	20	16,31
1,5280	64	52,18	1,1330	19	15,49
1,5170	63	51,37	1,1246	18	14,68
1,5066	62	50,55	1,1165	17	13,86
1,4960	61	49,74	1,1090	16	13,05
1,4860	60	48,92	1,1019	15	12,23
1,4760	59	48,11	1,0953	14	11,41
1,4660	58	47,29	1,0887	13	10,60
1,4560	57	46.58	1,0809	12	9,78
1,4460	56	45,66			

Composition. L'acide sulfurique hydraté du commerce, d'une densité égale à 1,848, renferme :

Acide sulfurique anhydre...	81,68	ou 1 atome.
Eau........................	18,32	1 atome.
	100,00	

Sa formule est $\dddot{S} + \dot{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Répandu sur un charbon ardent, l'acide sulfurique se réduit à l'instant en vapeurs blanches, épaisses, très acides, qui excitent la toux ; le même effet se produit en le chauffant dans une cuiller de platine, il s'évapore entièrement sans laisser de residu s'il est pur ;

2° Versé dans l'eau il se précipite d'abord au fond de ce liquide ; mais par l'agitation il se dissout en dégageant plus ou moins de chaleur suivant le rapport des deux liquides. La solution est limpide, sans couleur, et très acide.

3° Mis en contact avec les solutions de barite et de strontiane, cet acide forme un précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans les acides avec la première solution, et un précipité floconneux avec la seconde, susceptible de se redissoudre dans une grande quantité d'eau. La solution de chaux n'est nullement troublée par l'addition de l'acide sulfurique, parce qu'elle contient plus d'eau qu'il est nécessaire pour rendre soluble le sulfate de chaux formé ;

4° Les sels de barite, de strontiane, de chaux, de plomb, d'argent et de protoxide de mercure en solution concentrée, produisent avec cet acide des précipités blancs (sulfates). Si les sels de strontiane, de chaux et d'argent sont étendus de beaucoup d'eau, il n'y a plus de précipitation, tandis qu'elle se manifeste encore avec les sels *de barite*, de plomb et de protoxide de mercure ;

5° Il faut ajouter aux caractères que nous venons d'exposer et qui sont suffisants pour démontrer l'acide sulfurique pur, ceux que présentent ses combinaisons avec les bases alcalines d'être décomposées par la charbon à une chaleur rouge, et transformées en *sulfures solubles*, très faciles à reconnaître à l'acide hydrosulfurique qu'exhale leur solution par l'addition des acides, et à la précipitation *du soufre* de ces composés par une solution de chlore;

6° Enfin en chauffant l'acide sulfurique concentré avec du charbon en poudre, ou de la limaille de cuivre, dans une fiole munie d'un tube, il se dégage dans ces deux circonstances du gaz acide sulfureux reconnaissable surtout à son odeur très piquante.

L'acide sulfurique du commerce contient souvent des substances étrangères dont la présence peut offrir des inconvénients pour les opérations auxquelles on l'emploie : tels sont les *acides nitrique* et *hyponitrique* qui détruisent l'indigo avec facilité lorsqu'on fait usage de cet acide pour dissoudre cette matière tinctoriale. On reconnaît aisément la présence de ces deux acides en projetant dans l'acide sulfurique qu'on essaie du protosulfate de fer cristallisé réduit en poudre, ou quelques gouttes d'une solution concentrée de ce sel; la liqueur prend aussitôt une couleur pourpre et même lie de vin foncée selon les différentes quantités d'acide nitrique ou hyponitrique qui s'y trouvent. M. Ernest Barruel a constaté que la plupart des acides sulfuriques du commerce contenaient des traces sensibles d'acide nitrique, et quelques uns en assez grande quantité pour qu'on ne pût croire qu'il s'y trouvait accidentellement, mais qu'il y avait été introduit lors de la fabrication.

L'acide hyponitrique serait distingué de l'acide nitrique au moyen de la solution rouge de persulfate de manganèse qui est décolorée par le premier acide.

L'acide sulfurique du commerce se présente souvent

chez les débitants en détail avec une teinte brune noirâtre, due ordinairement à la décomposition de quelques portions de matières organiques qui y sont tombées. Cette coloration ne peut avoir aucune conséquence fâcheuse quand l'acide est concentré au degré convenable; on le blanchit en le chauffant pendant quelque temps, le charbon divisé qui le colorait est brûlé et transformé en gaz acide carbonique.

Indépendamment des substances énoncées ci-dessus que contient l'acide du commerce, on y trouve le plus fréquemment en dissolution du sulfate de plomb en très petite quantité. Ce sel se précipite en poudre blanche lorsqu'on affaiblit l'acide avec de l'eau distillée; on le reconnaît directement à la teinte brune qu'il prend, lorsque après l'avoir étendu d'eau, on y ajoute une solution d'acide hydrosulfurique ou d'un hydrosulfate. La quantité de sulfate de plomb ou de tout autre sulfate métallique pourrait être déterminée en distillant dans une cornue un poids connu de cet acide, et par l'examen ultérieur du résidu de la distillation.

De l'acide sulfurique considéré sous le rapport médico-légal.

Les divers faits publiés sur l'action qu'exerce l'acide sulfurique sur l'économie animale établissent que ce composé est un puissant caustique rangé au nombre des poisons irritants, qui, ingéré dans les organes digestifs, détermine une mort prompte, en produisant l'inflammation et la désorganisation des viscères avec lesquels il a été mis en contact.

Les expériences chimiques à l'aide desquelles on peut constater l'empoisonnement par cet acide concentré reposent toutes sur les données précédemment émises, ou sur

quelques unes de leurs applications : si l'acide est pur et non mélangé il devient facile de le reconnaître aux caractères physiques et chimiques que nous lui avons assignés, mais s'il fait partie des liquides vomis par le malade, ou recueillis dans l'estomac ou les intestins après la mort, alors il sera plus ou moins affaibli et coloré par les matières que renfermaient ces organes. Ces liquides filtrés présenteront une grande acidité lorsqu'on les essaiera au papier bleu de tournesol, et feront une vive effervescence avec les carbonates alcalins. Les sels *de baryte* et *de plomb* produiront avec ces liqueurs des précipités blancs, abondants, insolubles dans l'eau et les acides; mais comme ils se comporteraient de la même manière en présence de *sulfates solubles*, il est nécessaire d'agir autrement pour démontrer la présence de l'acide sulfurique libre.

Plusieurs moyens peuvent être mis en usage dans cette circonstance, mais il n'en est aucun qui, à notre avis, soit à l'abri d'objections plus ou moins fondées. Le plus sûr consisterait, d'après quelques expériences que nous avons tentées, à mêler les liquides avec quatre à cinq fois leur volume d'alcool à 40° pour les isoler des sulfates qui pourraient s'y trouver et de quelques matières animales qui y seraient dissoutes. La solution alcoolique concentrée dans une cornue laisserait un résidu liquide et acide, dans lequel il serait assez facile de constater la présence de l'acide sulfurique, soit par les réactifs, soit en le chauffant avec du mercure ou du charbon, soit enfin en le saturant par la potasse ou la soude, et examinant le sel qui en résulterait.

C'est par des moyens chimiques qui se rapprochent néanmoins de ceux que nous avons proposés, que MM. Orfila et Lesueur ont établi que dans l'empoisonnement par l'acide sulfurique, 1° il était possible de constater la présence de cet acide *concentré*, plusieurs mois et même plusieurs années après son mélange avec des matières animales;

2° que lorsque cet acide était *très affaibli*, il se trouvait au bout de quelques mois saturé par l'ammoniaque que dégageaient les matières en se putréfiant; 3° que dans ce cas on ne pourrait plus conclure qu'il y a eu empoisonnement par l'acide sulfurique; que tout au plus il serait possible, d'après le sulfate d'ammoniaque qu'on y trouverait, d'établir quelques probabilités sur l'empoisonnement.

Usages de l'acide sulfurique. Cet acide est d'un fréquent usage dans les arts et dans les laboratoires de chimie; c'est sur l'affinité qu'il possède pour la plupart des oxides métalliques qu'est fondée en général l'extraction ou la séparation des acides minéraux et organiques; son emploi comme réactif est très étendu dans les expériences analytiques. La grande affinité qu'il a pour les oxides de *barium*, de *strontium*, de *calcium*, de *plomb*, etc. avec lesquels il forme des *sulfates* ou *insolubles* ou *peu solubles*, le fait employer non seulement pour découvrir ces bases, mais pour en déterminer la quantité dans une foule de circonstances. La propriété qu'il possède aussi de produire avec certains oxides métalliques des sels solubles et avec d'autres des composés insolubles, permet de s'en servir pour opérer la séparation des premiers d'avec les seconds, et souvent même pour distinguer quelques oxides les uns des autres par la forme et les propriétés des sels qui en résultent; enfin les phénomènes plus ou moins apparents qui se manifestent en faisant réagir à froid l'acide sulfurique sur les sels minéraux et certains sels organiques, fournissent un moyen facile de distinguer un grand nombre de genre. (*Voyez* Sels.)

Acide tannique. On connait aujourd'hui sous ce nom un principe immédiat des végétaux, rangé d'abord au nombre des principes neutres et appelé *tannin*, à cause de la propriété qu'il possède de se combiner avec la peau des animaux et de la tanner.

Cet acide existe dans un grand nombre de végétaux et particulièrement dans les parties des plantes qui ont une saveur astringente plus ou moins prononcée; c'est à la présence de cet acide dans ces dernières qu'il faut attribuer les propriétés styptiques et toniques de certains médicaments que l'on emploie non seulement pour l'usage interne, mais encore à l'extérieur.

Propriétés. L'acide tannique le plus pur qu'on ait obtenu est amorphe, spongieux, incolore, ou d'une teinte légèrement ambrée; il est sans odeur et d'une saveur astringente au plus haut degré. Exposé à l'action de la chaleur, cet acide se transforme à la température de l'huile bouillante, d'après M. Pelouze, en eau, en acide carbonique pur, et en un résidu abondant d'acide *méta-gallique.* L'eau, l'alcool et l'éther dissolvent l'acide tannique, mais ces deux derniers liquides en quantité d'autant plus faible qu'ils se rapprochent de l'état anhydre. La solution d'acide tannique rougit la teinture de tournesol et décompose les carbonates alcalins avec effervescence.

Composition. L'acide tannique séché à + 120° contient :

Carbone.......	51,18 ou	18 atomes.
Hydrogène.....	4,18	18 atomes.
Oxigène........	44,64	12 atomes.
	100,00.	

Sa formule est représentée par = (C^{18} H^{18} O^{12}).

Caractères distinctifs. 1° Exposé sur les charbons ardents, l'acide tannique se boursoufle en noircissant et répandant une fumée piquante qui noircit un papier imprégné de persulfate de fer.

2° La solution aqueuse et concentrée de cet acide forme avec l'eau de chaux, de barite et de strontiane, des précipités blancs, insolubles ou peu solubles dans l'eau froide.

et qui sont des tannates basiques; elle précipite aussi les solutions de potasse, de carbonate et de bicarbonate de la même base, en formant avec celle-ci des tannates peu solubles dans l'eau.

3° Les acides nitrique, phosphorique, arsénique, et hydrochlorique, précipitent l'acide tannique de sa solution concentrée, tandis que les acides oxalique, tartrique, lactique, acétique, citrique, succinique, sélénieux et sulfureux, n'y produisent aucun précipité.

4° Versé dans la plupart des dissolutions métalliques, l'acide tannique forme des précipités incolores ou colorés suivant la nature de l'oxide, et qui sont de véritables tannates. Les sels de protoxide de fer ne troublent point sa solution, mais ceux de peroxide y occasionnent un précipité abondant, bleu foncé ou noir. L'acétate et le nitrate de plomb, ainsi que la solution d'émétique, y forment des précipités blancs, insolubles. Tous les sels à base d'alcalis organiques sont précipités en flocons blancs par la solution d'acide tannique, et ces précipités peu solubles dans l'eau sont facilement redissous par l'acide acétique.

5° Mis en contact avec une solution de gélatine l'acide tannique produit un précipité blanc, opaque, *soluble surtout à chaud, dans la liqueur qui le surnage*; mais lorsque l'acide tannique domine, le précipité se rassemble sous forme d'une espèce de membrane grisâtre et très élastique.

Un caractère bien tranché qui permet de s'assurer de la pureté de l'acide tannique, et de l'absence ou de la présence de l'acide gallique dans ce produit, consiste à laisser en contact pendant quelques heures la solution de cet acide avec un morceau de peau de bœuf dépilée, et à agiter de temps en temps. Lorsque l'acide tannique est pur, il est absorbé en totalité par le morceau de peau, et l'eau qui le tenait en solution reste insipide, ne produit aucune colo-

ration avec les sels de peroxide de fer, et ne laisse aucun résidu à l'évaporation. (Expérience de M. Pelouze.)

Acide tartrique. (*Acide tartareux ou tartarique des anciens chimistes.*) On désigne sous ce nom un acide qui a été découvert par Schéele dans le tartre qui se dépose du vin en fermentation. Il se trouve à l'état de sursel dans ce produit naturel et combiné à la potasse. On l'a également rencontré dans certains fruits soit à l'état de liberté, soit en combinaison avec la chaux.

Propriétés. Cet acide qu'on extrait toujours dans les arts et les laboratoires du tartre purifié (bi-tartrate de potasse) se présente en cristaux incolores, qui sont des prismes hexagones, terminés par un sommet oblique, et sur les angles latéraux desquels se trouvent deux petites facettes. Sa saveur est très forte et son action sur la teinture de tournesol est énergique. Il est inaltérable à l'air; chauffé, il fond d'abord, se boursoufle ensuite, se décompose en noircissant et répandant une odeur particulière analogue à celle du sucre brûlé ou du caramel. Les produits qu'il donne sont de l'eau, des gaz carburés, de l'acide acétique, de l'huile empyreumatique et un acide particulier appelé *pyrotartrique.*

L'acide tartrique est très soluble dans l'eau ; une partie de ce liquide en dissout deux d'acide cristallisé à + 100 et une et demie à froid. Il est aussi soluble dans l'alcool, mais en moindre quantité.

Composition. Cet acide cristallisé renferme 11,85 pour cent d'eau ou 1 atome; anhydre il contient :

Carbone..........	36,535 ou	4 atomes.
Hydrogène........	3,724	4 atomes.
Oxigène..........	59,745	5 atomes.
	100,000	

Sa formule = (C^4 H^4 O^5) et son signe = $\overline{T}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur un charbon ardent, ou sur une lame de fer rougie au feu, l'acide tartrique fond, se boursoufle en noircissant et répandant une fumée épaisse d'une odeur particulière qui se rapproche un peu de celle du sucre brûlé ; il laisse un charbon spongieux, abondant, qui brûle sans résidu.

2° La solution aqueuse, concentrée, mise en contact avec un excès d'eau de chaux forme un précipité blanc, floconneux, soluble dans un excès d'acide tartrique ou d'acide nitrique ou hydrochlorique. L'eau de barite et l'eau de strontiane se comportent de la même manière, le précipité formé par l'eau de chaux, redissous par l'acide hydrochlorique, ne reparaît point immédiatement par la saturation avec l'ammoniaque, mais il se dépose au bout de quelque temps en cristallisant, ou par l'agitation vive de la liqueur.

3° La potasse versée en petite quantité dans une solution concentrée d'acide tartrique y produit un précipité blanc cristallisé et grenu de *bitartrate de potasse* peu soluble, mais qu'un excès de potasse redissout en transformant en tartrate neutre. Les sels de potasse et d'ammoniaque en solution concentrée, forment aussi avec l'acide tartrique un précipité blanc cristallin de bitartrate de potasse.

4° Les sels neutres de chaux, de barite, sont sans action sur la solution d'acide tartrique, ainsi que les solutions de nitrate d'argent et de plomb, mais l'acétate de plomb et les sels de mercure sont précipités en flocons blancs par cet acide.

Usages de cet acide. L'acide tartrique est très employé en pharmacie pour la confection de limonades rafraîchissantes, il donne son nom au sirop dans lequel il entre. En chimie il sert de réactif pour distinguer la potasse et ses sels. On l'emploie aussi avec avantage dans les analyses des composés antimoniaux pour s'opposer à la précipitation de l'oxide d'antimoine par l'eau.

ACIDE URIQUE. (*Acide lithique des anciens chimistes.*) Nous relatons ici les propriétés caractéristiques de cet acide, non parce qu'il est employé, mais parce qu'il se trouve souvent dans plusieurs produits morbides tels que *calculs, concrétions* ou *dépôts*, dont il importe aux médecins de connaître la nature.

Cet acide qui est un des principes constituants de l'urine de l'homme et des animaux carnivores, se rencontre aussi dans celle des oiseaux et de certains reptiles. C'est lui qui, en se déposant dans la vessie humaine, produit les graviers et une partie des calculs ou concrétions qui se forment dans cet organe.

Propriétés. L'acide urique se présente sous forme d'une poudre cristalline, blanche ou jaunâtre, douce au toucher, sans saveur ni odeur. Il rougit à peine le papier de tournesol humide sur lequel on le place. Sa solubilité est si faible que l'eau n'en dissout, d'après Prout, qu'environ un millième de son poids à la température ordinaire. Chauffé, il brunit, se charbonne sans se boursoufler en répandant une fumée blanche d'une odeur ammoniacale, et empyreumatique mêlée de l'odeur d'acide hydrocyanique.

Composition. D'après l'analyse du docteur Prout cet acide est formé de :

Azote..........	31,125	ou 4	atomes.
Carbone........	39,875	6	atomes.
Hydrogène......	2,225	4	atomes.
Oxigène........	26,775	3	atomes.
	100,00		

Sa formule est = $Az^4\ C^6\ H^4\ O^3$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide urique pur, chauffé sur un charbon ardent, noircit sans se boursoufler, en exhalant une fumée avec forte odeur ammoniacale mêlée de

l'odeur d'amandes amères ou d'acide hydrocyanique. Le charbon qui provient de cette décomposition brûle avec peine à l'air libre et ne laisse pas de résidu.

2° Mis en contact avec une solution de potasse caustique, il se dissout même à froid sans dégager aucune odeur; la solution alcaline saturée par un acide laisse précipiter l'acide urique sous forme de flocons blancs hydratés solubles dans un grand excès d'eau froide. Ce précipité d'acide urique hydraté, recueilli sur un filtre ou conservé sous l'eau perd peu à peu sa consistance gélatineuse et se convertit en petites paillettes blanches, et brillantes, peu solubles alors dans l'eau froide.

3° L'acide nitrique versé sur l'acide urique réagit bientôt sur ses éléments en le dissolvant avec une vive effervescence écumeuse; la dissolution qui en résulte est jaune. Quand on l'évapore jusqu'à siccité, à une douce chaleur, on obtient un résidu *rouge* qui se dissout dans l'eau en lui communiquant une belle couleur rouge que l'ammoniaque fait tourner au rouge cramoisi. Cette réaction particulière de l'acide nitrique fournit un bon moyen de reconnaître l'acide urique, même en très petite quantité.

ACIER. (*Carbure de fer.*) Ce composé artificiel de carbone et de fer se forme dans différentes proportions qui ne sont pas dans des rapports bien définis comme on l'observe à l'égard des autres combinaisons chimiques.

Les différentes espèces d'acier que l'on trouve dans le commerce se réduisent à trois sous le rapport du mode de fabrication mis en usage. Savoir : *l'acier brut ou naturel, l'acier de cémentation et l'acier fondu.*

Ces divers aciers diffèrent entre eux autant par leurs propriétés physiques que par leur composition; en général ils joignent à la ductilité du fer une plus grande fusibilité et une plus grande dureté que l'opération de *la trempe* ou du *recuit* peut augmenter ou diminuer.

Propriétés physiques. L'acier possède une couleur blanc-grisâtre plus claire que celle du fer; sa densité varie de 7,738 à 7,831. Sa texture est grenue, à grain fin égal et serré, il est plus facile à casser que le fer. Chauffé au rouge et plongé tout à coup dans l'eau froide, il devient dur et très cassant : sous cet état il n'est plus attaqué par la lime et raie le verre, cette propriété entre l'acier et le fer peut servir à les distinguer l'un de l'autre.

Composition. Quoique l'acier soit une combinaison de fer et de carbone, on y rencontre aussi de petites quantités de silicium et de phosphore, et d'autant plus que le fer avec lequel il a été fabriqué était moins pur.

Nous présentons ici un résumé de quelques analyses faites par MM. Gay-Lussac et Wilson sur plusieurs variétés d'aciers fondus du commerce.

NOMS	CARBONE sur 100.	SILICIUM sur 100.	PHOSPHORE sur 100.	FER sur 100.
Acier anglais fondu, 1re qualité [1].	0,62	0,03	0,03	99,32
Acier fondu de l'Isère.	0,65	0,00	0,08	99,27
Acier français fondu, 1re qualité.	0,65	0,04	0,07	99,24
Acier français fondu, 2e qualité.	0,94	0,08	0,11	98,87

Caractères distinctifs. L'acier, à part ses propriétés

[1] L'acier anglais dont il est fait mention ici avait été fabriqué avec du fer de Suède, 1re qualité.

particulières peut être distingué du fer par les taches noires que développent à sa surface les acides affaiblis qu'on y répand, taches qui sont produites par du carbone mis à nu. L'acide nitrique étendu d'une assez grande proportion d'eau peut très bien servir à cet essai. Si l'on fait tomber une goutte de cet acide ainsi étendu sur de l'acier, et si après l'y avoir laissé pendant quelques minutes, on l'enlève avec de l'eau, elle y produit une tache *noire*; mais, si l'on fait la même épreuve sur un morceau de fer poli, la tache, au lieu d'être noire, est d'un gris-verdâtre et disparaît par le lavage à l'eau.

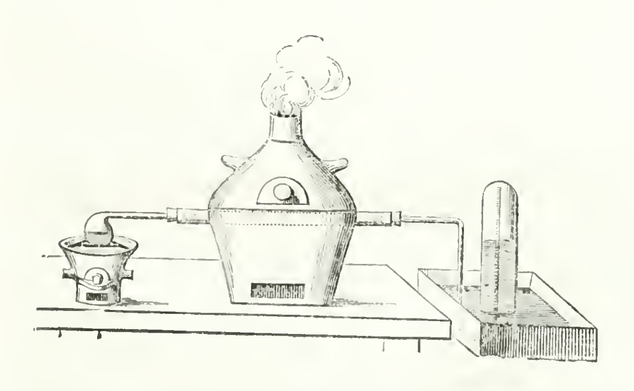
L'emploi de l'acide nitrique comme réactif dans cette circonstance peut fournir un moyen assez simple de s'assurer de la *qualité* et de *l'uniformité* de texture des divers objets fabriqués en acier, et des matériaux aciérés sur lesquels on doit travailler. D'après des observations publiées dans le *Repertory of arts*, page 202, n° IV année 1816, des barreaux d'acier vendus avec garantie se sont montrés, en touchant leur surface avec de l'acide nitrique faible, aussi remplis de veines et d'irrégularités que le bois le plus grossier. Ce moyen permet donc de choisir les morceaux les meilleurs et les plus homogènes pour certains ouvrages délicats ou de précision. Pour essayer l'acier il suffit donc de décaper sa surface par la lime, ou le papier à l'émeri, et d'y appliquer ensuite sur différents points de l'acide nitrique affaibli; ses parties les plus carburées se manifesteront immédiatement d'elles-mêmes par leur couleur plus ou moins noire.

Analyse des aciers. Les méthodes analytiques employées sur les aciers sont très variables et donnent des résultats plus ou moins exacts. Comme en définitive, il importe surtout de déterminer les proportions de ses principes constituants, nous allons exposer la méthode qui nous paraît la plus rationnelle et que l'expérience faite sous les yeux

de MM. Gay-Lussac et Wilson, a démontrée la plus certaine et la meilleure.

Evaluation du carbone. Le principe de cette détermination repose sur la combustion de l'acier par l'oxigène et la transformation de son carbone en gaz acide carbonique que l'on recueille, et d'après le volume duquel on déduit la proportion exacte de carbone qu'il renferme.

Cette opération s'exécute en plaçant dans une rigole en platine deux grammes d'acier réduit en limaille fine, et qu'on mêle intimement avec six fois son poids de bioxide de mercure. On introduit la rigole avec le mélange dans un petit tube de porcelaine disposé dans un fourneau à réverbère, et on ajoute aux deux extrémités du tube, d'un côté une petite cornue contenant deux grammes de chlorate de potasse fondu, et à l'autre un petit tube recourbé en verre, se rendant sous la cuve à mercure dans une cloche graduée d'un demi-litre de capacité, comme il est représenté ci-dessous :



On chauffe peu à peu jusqu'au rouge la partie du tube qui contient le mélange ; le bioxide de mercure est décomposé tout à la fois par l'acier et la chaleur d'où résulte du *gaz oxigène* et du *gaz acide carbonique* qui se rendent

dans la cloche, et de l'oxide de fer qui reste dans la rigole en platine sous forme d'une masse noirâtre, plus ou moins poreuse.

Lorsque toute la quantité de gaz que peuvent produire les 6 grammes de bioxide mêlés à 2 grammes d'acier, a été obtenue, on fait rougir fortement le tube de porcelaine et on chauffe en même temps la petite cornue contenant le chlorate de potasse; le gaz oxigène qui provient de cette calcination en passant alors sur la matière, brûle les restes de *carbone* et de *fer* qui ont échappé à la première action de l'oxide de mercure, et les produits gazeux sont également reçus dans la cloche avec les premiers. Le courant de gaz oxigène est continué jusqu'à ce que la cloche soit presque remplie: alors on arrête le feu, car l'expérience a indiqué qu'à cette époque et avec les doses des substances employées, non seulement tout le carbone de l'acier est brûlé, mais il ne reste même plus de gaz acide carbonique dans le tube, ce gaz en ayant été chassé par le courant de gaz oxigène qu'on y a fait passer.

L'expérience étant terminée, on met à part dans un bocal rempli de mercure la cloche graduée, afin de déterminer exactement le volume du gaz qu'elle renferme lorsqu'elle est en équilibre de température avec les corps ambiants.

Le résidu contenu dans la rigole, après l'opération, est noirâtre, poreux et friable; il est légèrement attirable au barreau aimanté; réduit en poudre il donne une poussière d'un noir rougeâtre qui doit se dissoudre *sans effervescence* et *sans résidu* dans l'acide hydrochlorique faible lorsque tout l'acier a été brûlé et que l'expérience a bien réussi.

Le gaz de la cloche ayant été mesuré avec soin, la température et la pression étant déterminées, on en fait passer dans deux petits tubes gradués une certaine quantité et on y introduit dans chacun d'eux une petite couche d'eau qu'on a eu la précaution de saturer avec une portion du

même gaz. Les tubes étant alors placés verticalement dans des supports en bois, et la surface du mercure dans le tube étant de niveau avec celle du mercure de la cloche qui contient les tubes, on lit sur la division quel est le volume du gaz. Si alors on fait passer dans chacun des tubes un petit fragment de potasse caustique, et qu'on les agite en tenant leur orifice bouché avec l'index, tout le gaz acide carbonique est absorbé, et par le résidu on en connaît le volume. En prenant la moyenne de ces deux analyses on calcule alors la proportion d'acide carbonique contenue dans la totalité du gaz recueilli pendant l'opération, et c'est de cette proportion de gaz acide carbonique, les corrections de température, de tension de vapeur, et de pression étant faites, qu'on déduit celle du carbone pur qui existe dans les 2 grammes d'acier soumis à l'analyse.

Évaluation du silicium. Pour évaluer la proportion de silicium que contiennent quelquefois les aciers, on en dissout 5 grammes dans l'acide chloro-nitreux (eau régale); lorsque le résidu noirâtre ne paraît plus être attaqué, on cesse d'ajouter de l'acide et on évapore la dissolution jusqu'à siccité en ayant soin de bien dessécher le résidu qu'on reprend ensuite par l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique; tous les principes sont redissous à l'exception de l'acide silicique, qui, devenu insoluble, se précipite avec une portion de carbone. On recueille ce résidu sur un filtre, on le lave bien, et après l'avoir calciné au rouge pour brûler le carbone, on le traite au creuset d'argent par la potasse à l'alcool. En dissolvant la masse fondue dans l'eau, sursaturant la liqueur par l'acide hydrochlorique et évaporant à siccité, on obtient un résidu qui lavé à l'eau acidulée laisse l'*acide silicique* à l'état de pureté. Le poids de cet acide calciné fait connaître celui du silicium.

Évaluation du soufre et du phosphore. Les quan-

tités de ces deux corps contenues dans les divers aciers peuvent toujours être calculées en traitant une portion de ceux-ci par un excès d'eau régale et les transformant ainsi en acide sulfurique et acide phosphorique. La proportion du soufre se déduit du poids du sulfate de barite obtenu sur une certaine quantité d'acier, et celle du phosphore de la proportion de sous-phosphate de chaux, qu'on obtient en calcinant avec la potasse caustique le précipité de peroxide de fer séparé par l'ammoniaque de la dissolution de l'acier. Le phosphate de potasse produit dans cette calcination étant dissous dans l'eau et saturé par un acide, est décomposé par une solution de nitrate de chaux, et c'est du poids du phosphate de chaux formé qu'on déduit celui du phosphore.

Le manganèse est en si petite quantité dans les aciers qu'on n'en détermine pas la proportion dans les cas ordinaires.

Usages de l'acier. Sous le rapport de ses propriétés chimiques ce composé peut être assimilé au fer, quant à l'usage qu'on en fait dans les laboratoires comme réactif pour reconnaître, distinguer et précipiter certains métaux de leurs dissolutions dans les acides. (*Voyez* Fer).

Affinité chimique ou de composition. On appelle de ce nom la force particulière qui s'exerce entre les molécules des corps hétérogènes ou de nature différente, et détermine leur combinaison. Cette force qui préside à toutes les réactions chimiques est susceptible d'être modifiée suivant la nature des corps qui sont en présence, leurs quantités, leur cohésion, leur température, leur volatilité et leur fixité.

AIMANT. (*Deutoxide de fer naturel*). On désigne sous ce nom une variété de minerai de fer oxidé qui a la propriété d'attirer et de retenir le fer, avec plus ou moins de force. Cette propriété attractive de l'aimant consiste dans l'existence

d'un fluide particulier qui se manifeste avec plus de force à deux points opposés du minerai ; ce sont ces points où le fluide qu'on appelle *magnétique* paraît libre et comme retenu par les molécules de l'aimant qu'on nomme *pôles*. Une propriété générale des aimants est lorsqu'ils sont suspendus à un fil, ou tenus en équilibre sur un pivot, de faire tourner un de leurs pôles vers le nord et l'autre vers le sud, ce qui dépend de l'attraction des pôles de la terre sur ceux de l'aimant.

Plusieurs autres métaux tels que le cobalt, le nickel, le manganèse et le chrôme sont attirables à l'aimant comme le fer, mais à un moindre degré ; au reste, comme celui-ci ils perdent cette propriété en s'unissant en certaines proportions avec l'oxigène ou d'autres métalloïdes.

La propriété magnétique ou attractive de l'aimant peut être communiquée au fer doux et à l'acier soit par le contact ou par le frottement d'une de leurs parties dans un temps déterminé, soit par certains courants électriques dont ils ont été le siége. C'est sur ces principes que sont fondés les différents moyens *d'aimantation* usités dans les arts et dans les cabinets de physique.

Les aimants artificiels se comportent comme ceux de la nature, et les remplacent dans toutes les expériences où le magnétisme est recherché.

Les aimants naturels, qui ne sont autre chose que des masses compactes de *fer oxidulé* qui ont acquis la propriété magnétique en raison de leur long séjour dans le sein de la terre et par l'influence du magnétisme terrestre, se trouvent principalement en Sibérie, en Norwège, en Suède, en Angleterre dans le Devonshire, et dans quelques autres pays.

Usages. On emploie souvent les aimants pour découvrir le fer métallique ou celui qui est à l'état de deutoxide, soit dans ses propres minerais, soit dans d'autres composés

naturels où l'on soupçonne sa présence. On s'en sert aussi quelquefois pour distraire les particules de fer métallique ou de deutoxide de ce métal dans les mélanges pulvérulents artificiels qui en contiennent. Une aiguille et un barreau aimantés sont des instruments indispensables au minéralogiste et au chimiste. Le premier en fait usage pour découvrir les plus petites traces de force magnétique dans les minéraux : le moyen imaginé par Haüy consiste à placer un barreau aimanté à une certaine distance de l'aiguille aimantée en suspension, de manière que le pôle nord du barreau, par exemple, soit en regard du pôle nord de l'aiguille, après quoi on approche lentement le barreau de l'aiguille, jusqu'à ce que, par l'effet de la répulsion mutuelle des pôles de même nom, l'aiguille ait pris une direction perpendiculaire à celle qu'elle avait d'abord; à cet instant, la répulsion de l'aimant fait équilibre au magnétisme terrestre, la moindre force qui viendra à agir sur l'aiguille aimantée l'emportera sur la résistance du barreau aimanté. Au moyen de ce système, on peut reconnaître l'existence d'une force magnétique qui ne serait pas capable d'agir sur l'aiguille dans sa situation ordinaire.

Lorsque par cette méthode, que Haüy a désignée sous le nom de *méthode du double magnétisme*, l'aiguille est mise en équilibre, si l'on approche de l'un de ses pôles le corps que l'on essaie, les plus petites quantités de fer qu'il contient sont indiquées par le mouvement de l'aiguille. Il est possible, suivant Haüy (*Traité élémentaire de Physique*, tome 2, page 117), de démontrer par cette méthode les traces de fer dans le laiton ou cuivre jaune avec lequel on fabrique différents ouvrages; on peut même obtenir un mouvement marqué et analogue sur l'aiguille en expérimentant avec plusieurs substances minérales dans lesquelles le fer est à un haut degré d'oxidation, telles que la variété que l'on appelle vulgairement *ætite* ou *pierre d'aigle*, et

les masses terreuses d'une couleur brune ou jaunâtre. Les argiles ferrugineuses avec lesquelles on confectionne les poteries communes, sont susceptibles, par la cuisson, d'agir sur l'aiguille, soit dans l'expérience ordinaire, soit seulement à l'aide du double magnétisme.

AIR ATMOSPHÉRIQUE. La surface de notre globe est environnée de toutes parts et jusqu'à une grande hauteur, par une couche d'un fluide invisible, chargé d'émanations de différentes espèces et surtout de vapeurs aqueuses. C'est cette couche de corps gazeux qui constitue l'*atmosphère de la terre.* Supposée dégagée de la vapeur d'eau et d'une petite quantité de gaz carbonique qu'elle contient, l'atmosphère terrestre est formée de deux gaz ou fluides élastiques qui sont l'*oxigène* et l'*azote.* C'est à la réunion de ces deux gaz qui forment la plus grande partie de notre atmosphère, qu'on a donné le nom d'*air atmosphérique.* Le rapport de ces gaz dans l'état naturel est si peu variable, qu'on peut à bon droit les considérer comme y existant dans une proportion fixe et constante.

Depuis les belles expériences de Lavoisier et de Schéele, il a été constaté à différentes époques que l'air recueilli à la surface de la terre, dans les régions élevées de l'atmosphère, au sommet des hautes montagnes, dans les vallées, dans les régions équatoriales ou polaires, présentait partout la même composition. On admet généralement aujourd'hui que l'air, abstraction faite du gaz acide carbonique qu'il contient et qui s'élève tout au plus à 1/1000 de son volume, est formé de 79 parties de gaz azote et de 21 parties de gaz oxigène en volumes.

Les variations que les éléments de l'air sont susceptibles d'éprouver dans une foule de phénomènes naturels ou artificiels qui se passent sous nos yeux, et dont il est intéressant de connaître les résultats pour les explications et les théories qu'on peut en déduire, dans les sciences et les arts,

nous engagent à décrire ici les principaux moyens d'analyse de l'air. Tous ces procédés reposent sur le même principe, l'absorption de l'oxigène contenu dans l'air pur par un corps combustible capable de produire avec lui un composé solide ou liquide, de manière que le gaz azote qui, sous cet état, n'a aucune affinité pour ces corps combustibles reste libre.

De l'analyse de l'air ou EUDIOMÉTRIE.

Analyse de l'air par l'hydrogène. De tous les moyens eudiométriques proposés pour l'analyse de l'air, le plus exact et le plus facile est, sans contredit, celui qui a été mis en pratique pour la première fois par Volta, et qui, d'après l'examen auquel il a été soumis par MM. Humboldt et Gay-Lussac, joint à une grande simplicité une grande précision.

Cette méthode analytique employée fréquemment dans les recherches sur les gaz qui contiennent de l'oxigène libre ou combiné, est fondée sur la propriété qu'a le gaz hydrogène de s'unir directement à la moitié de son volume d'oxigène pour produire de l'eau. Par conséquent, en mêlant une certaine quantité d'air avec un excès de gaz hydrogène pur, et déterminant la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène dans un eudiomètre, par l'étincelle électrique, on appréciera par l'absorption produite après l'inflammation, la proportion d'oxigène que contenait l'air; car, dans ce cas, le volume qui a disparu est formé de 2/3 d'hydrogène et 1/3 d'oxigène.

Pour expérimenter suivant cette méthode on mesure successivement, dans un tube gradué, 100 parties d'air et 100 parties d'hydrogène pur, et on les introduit sous la cuve hydropneumatique dans l'eudiomètre à soupape rempli d'eau. (Voyez *Eudiomètre.*) Si, tenant l'appareil ver-

ticalement, on fait passer une forte étincelle électrique par la boule qui termine l'eudiomètre, il y a aussitôt combustion et absorption d'une partie du gaz, alors l'eau remonte en partie dans l'instrument. Le résidu gazeux étant introduit dans le tube gradué on voit, si l'expérience a été faite exactement et avec de l'air pur, qu'il est égal à 137 et qu'il y a eu 63 parties de gaz absorbées. Ces 63 parties résultent, d'après ce que nous avons dit plus haut, de la combinaison de deux volumes ou deux tiers d'hydrogène, contre un volume ou un tiers d'oxigène. Par conséquent, le tiers de 63, qui est 21, représente la proportion d'oxigène contenue dans 100 parties d'air, qui s'est combinée à 42 parties d'hydrogène pour produire de l'eau.

Les 137 parties de résidu sont formées de 79 parties d'azote qui existait dans l'air, et de 58 de gaz hydrogène en excès. En introduisant ce résidu dans l'eudiomètre avec 29 parties d'oxigène pur et faisant passer dans ce mélange une étincelle électrique, les 58 parties d'hydrogène restant sont brûlées et converties en eau par les 29 parties d'oxigène ajouté, et on obtient pour résidu 79 parties de gaz azote pur. Cette deuxième partie de l'opération dans l'analyse de l'air n'est pas rigoureusement nécessaire.

L'emploi de l'électricité pour l'analyse de l'air peut, dans les cas ordinaires, être remplacé, suivant M. Berzélius, par des boules formées d'un mélange d'éponge de platine et de terre de pipe dans certaines proportions. Ces boules, d'après le principe découvert par Dœbereiner, ont la propriété de déterminer dans leurs pores la combinaison des gaz oxigène et hydrogène, ce qui a suggéré à ce dernier chimiste l'idée de les appliquer à l'analyse d'un mélange d'air et d'hydrogène; la combinaison s'effectue lentement et sans dégagement de lumière, de manière qu'au bout d'un certain temps il ne reste plus que l'excès d'hydrogène mêlé

à l'azote, tout l'oxigène de l'air s'étant combiné à un volume double d'hydrogène.

D'après Turner le mélange qui convient le mieux pour opérer cette combinaison *sans explosion*, et d'une manière complète, consiste dans une boule préparée avec 2 grains de terre pipe, 1/4 de grain d'éponge de platine et 1 grain 1/2 de silice, qu'on pétrit avec un peu d'eau de manière à former une petite masse sphérique qu'on fixe à l'extrémité d'un fil de fer fin. Les boules ainsi formées doivent avoir été rougies au feu peu de temps avant leur introduction dans le mélange afin de chasser l'air et l'humidité qu'elles peuvent recéler; on les y laisse jusqu'à ce que le gaz cesse de diminuer de volume, on les retire et on mesure le gaz restant après l'avoir préalablement desséché avec un fragment de chlorure de calcium fixé à un bout de fil de fer. (*Traité de chimie*, tome VIII.) Dans l'application de cette méthode à l'analyse de l'air atmosphérique, Turner obtint des résultats qui se rapprochent beaucoup de ceux que fournissent les autres moyens eudiométriques. M. Berzélius pense avec raison que la porosité des boules pouvant être une cause de légères erreurs, on y remédierait par l'emploi de larges tubes qui permettraient de diminuer l'erreur autant que possible.

Analyse de l'air par le phosphore. Ce moyen eudiométrique très simple et qui comporte une exactitude suffisante dans les cas ordinaires, est fondé sur l'absorption de l'oxigène par ce corps combustible, soit à la température ordinaire, soit à une température élevée.

Pour analyser l'air par ce procédé, on en mesure exactement 100 parties dans un tube de verre gradué reposant sous l'eau. On y introduit un cylindre de phosphore assez long pour occuper toute la capacité du tube, ou du moins toute la partie renfermant l'air. A défaut de bâton de phosphore assez long, on en fixe un bout à l'extrémité d'une

tige métallique ou de verre, de manière à ce qu'il soit entièrement plongé dans l'espace occupé par l'air. On abandonne ce petit appareil à lui-même jusqu'à ce que le phosphore ne répande ni fumée, ni lumière sensible en le portant dans un endroit obscur. Si alors on retire sous l'eau le cylindre de phosphore en prenant la précaution de ne point perdre de gaz, on connaît par le volume du résidu la proportion d'oxigène contenue dans l'air sur lequel on a expérimenté.

On peut également, en chauffant le phosphore dans l'air, obtenir le même résultat; dans ce cas l'opération est plus prompte. On y procède de la manière suivante : après avoir rempli une petite cloche recourbée d'eau ou de mercure, on y fait passer 100 parties d'air mesurées d'avance. On porte dans la partie courbe du tube un petit morceau de phosphore, soit à l'aide d'une pince, soit en le fixant à l'extrémité d'une tige de fer effilée, ensuite on chauffe légèrement avec une lampe à esprit de vin; le phosphore fond bientôt et brûle aussitôt avec une auréole lumineuse; lorsque cet effet est produit, on laisse refroidir le tube, on fait passer le résidu dans le tube gradué qu'on a eu le soin de remplir d'eau, l'acide phosphorique formé dans cette expérience se condense en flocons blancs sur les parois du tube ou à la surface du mercure, si on opère sur ce métal,ou se dissout dans l'eau si l'expérience est faite sur la cuve hydropneumatique.

D'autres moyens peuvent être mis en usage pour l'analyse de l'air; telles sont l'action des solutions de sulfure de potassium employées d'abord par Schéele, en 1775; l'action du deutoxide d'azote proposée par M. Gay-Lussac, et celle de la grenaille de plomb humide indiquée dans ces derniers temps par M. Théodore de Saussure. Parmi ces différents moyens, les uns sont peu prompts dans leurs résultats, les autres nécessitent quelques précautions dont l'inobservance

apporterait des erreurs, ce qui les a fait abandonner dans la pratique ordinaire des opérations eudiométriques.

Quant à la proportion de gaz acide carbonique que contient l'atmosphère, elle est, dans l'état ordinaire, si faible qu'elle ne s'élève en volume, d'après les observations de M. Théodore de Saussure, que de 5/10000 à 7/10000, suivant les saisons. Son évaluation exacte a besoin d'être faite sur une très grande quantité d'air pur, sans quoi le volume du gaz acide carbonique serait à peine appréciable. Au reste, pour les cas où la proportion d'acide carbonique, par suite de la production de certains phénomènes qui se sont accomplis dans l'air, est plus grande, il est facile de la constater et de l'estimer en agitant l'air dans un tube gradué avec une solution de potasse caustique, ou une solution de chaux qui absorbe entièrement ce gaz; la quantité se déduit alors du volume du résidu.

ALBUMINE. Ce principe immédiat organique, très répandu dans les substances animales, se rencontre aussi dans certaines substances végétales. On le trouve dans l'économie sous deux états différents; à l'état solide, il entre dans la composition de certains tissus; à l'état liquide, ou uni à une plus ou moins grande quantité d'eau et à quelques substances salines, il fait partie constituante de *l'albumen* ou *blanc d'œuf*, d'où il tire son nom, du sérum du sang, du chyle, de la synovie, etc., etc., et de la plupart des produits morbides.

Propriétés. L'albumine liquide qui existe en si grande quantité dans le blanc d'œuf d'où on l'extrait le plus ordinairement pour l'usage, se présente sous l'aspect d'un fluide, visqueux, incolore, d'une odeur fade, et d'une densité de 1,040 à + 16° centigrade. Sous cet éta , l'albumine renferme 86 pour cent d'eau, un peu de soude combinée à de l'albumine et du chlorure de sodium. Exposée à l'action du calorique, elle commence à devenir opaque à

+ 65°, acquiert une teinte opaline à + 70 et est complètement coagulée à + 75°, c'est à dire transformée en une masse solide, cohérente, blanche, qui contient encore 85 pour cent d'eau.

L'eau se mêle en toutes proportions à l'albumine liquide et forme avec elle une solution qui mousse par l'agitation; cette solution qui se coagule en flocons encore par le feu lorsqu'elle est faite dans le rapport d'une partie d'albumine et de 5 à 6 parties d'eau, devient laiteuse seulement lorsque la proportion d'eau est de plusieurs centaines de fois son poids.

L'alcool et l'éther mêlés avec l'albumine pure la coagulent en s'emparant de l'eau; ils agissent de la même manière sur sa solution aqueuse.

Composition. L'albumine d'œuf, desséchée, abstraction faite des sels qu'elle contient, est formée d'après l'analyse de MM. Gay-Lussac et Thénard de :

En poids.	Azote	15,705
	Carbone ...	52,883
	Hydrogène.	7,540
	Oxigène ...	23,872
		100,000
En atomes d'après Thomson.	Azote	2 atomes.
	Carbone ...	17 atomes.
	Hydrogène.	13 atomes.
	Oxigène ...	6 atomes.

Caractères distinctifs. 1° La coagulation par le calorique de la solution concentrée d'albumine peut servir à la distinguer déjà des autres principes immédiats solubles.

2° Mise en contact avec les acides nitrique, hydrochlorique et sulfurique, la solution d'albumine est précipitée en flocons blancs; l'acide phosphorique se comporte comme les précédents lorsqu'il a été fondu ou calciné au rouge et

récemment dissous, d'après les observations curieuses d'Engelhart. L'acide acétique faible s'y unit sans la troubler.

3° Les solutions de potasse, de soude, d'ammoniaque et de chaux, ne la précipitent point, mais l'eau de barite y forme au bout de quelques minutes un léger précipité, pulvérulent.

4° Le chlore et le brôme dissous dans l'eau y occasionnent des précipités floconneux; les sels à base de plomb, d'étain, de cuivre, de bismuth, d'argent et de mercure précipitent aussi l'albumine en formant avec elle des composés blancs insolubles.

Certains chlorures métalliques agissent de la même manière; tel est surtout le bichlorure de mercure (sublimé corrosif) qui produit avec ce principe immédiat une combinaison si peu soluble qu'il en indique, d'après le docteur Bostock, 1/2000 en dissolution.

5° Parmi les principes organiques, l'acide tannique et toutes les infusions ou décoctions des végétaux ou des produits qui en contiennent, précipitent l'albumine de sa solution aqueuse en s'unissant à elle pour former un tannate d'albumine insoluble; l'alcool par son affinité pour l'eau la coagule en la privant de son dissolvant.

Usages. Comme réactif, l'albumine est employée quelfois pour reconnaître de petites quantités de sublimé corrosif en solution; sa précipitation par l'acide tannique peut la faire employer pour séparer celui-ci des autres acides organiques avec lesquels il est mélangé. En médecine, la solution d'albumine est un précieux antidote pour le sublimé corrosif et les sels mercuriels. Dans les arts, c'est sur sa coagulation par la chaleur, et les liqueurs alcooliques, qu'est fondé l'emploi de cette substance dans la clarification des sirops, du petit lait et des vins.

ALCALIS ou ALKALIS. Le nom d'alcali, dérivé de la parcule *al* et du mot *kali*, nom de la plante, d'où l'on retirait

anciennement l'un d'eux, a été donné d'abord à *la potasse* et *à la soude*, et par extension à tous les composés qui jouissaient de leurs propriétés chimiques, ou qui s'en rapprochaient par les caractères suivants, 1° une saveur âcre particulière appelée *lixivielle*, 2° la propriété de verdir le sirop de violettes, l'infusion de chou rouge et de ramener au bleu la teinture de tournesol rougi par les acides, 3° enfin leur saturation par les acides avec lesquels ils forment des sels neutres.

Avant que leur composition fût exactement connue, on les avait divisés en trois classes distinctes, 1° *alcalis*, 2° *terres alcalines*, 3° *terres proprement dites*. Dans la première classe se trouvaient la potasse, la soude et l'ammoniaque; cette dernière, en raison de sa volatilité, et par opposition aux deux autres, a été désignée sous le nom *d'alcali volatil*. Dans la deuxième classe étaient rangées la *chaux*, la *barite*, la *strontiane* et la *magnésie*, caractérisées par leur moindre solubilité dans l'eau et les sels insolubles qu'ils forment avec l'acide carbonique; enfin dans la troisième classe, on avait placé l'*alumine*, la *silice*, l'*yttria*, la *zircone*, etc., que leur insolubilité dans l'eau et la présence de quelques unes de celles-ci dans les différentes couches qui composent le sol, ont fait distinguer des précédents par l'épithète de *terres*.

Tous ces composés, à l'exception de l'ammoniaque et de la silice, sont regardés aujourd'hui comme des oxides métalliques particuliers.

Alcalis caustiques. Nom donné aux alcalis purs, privés entièrement d'acide carbonique et jouissant alors d'une grande causticité.

Alcali fluor. (Voyez *Ammoniaque*.)

Alcali marin ou minéral. Nom donné autrefois à la soude comme provenant des plantes marines et en raison de sa présence dans certains minéraux.

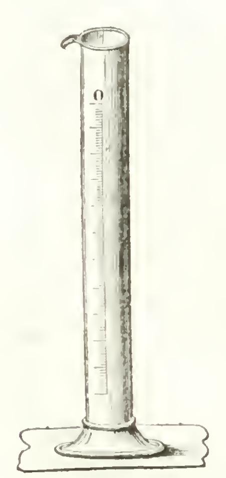
Alcali végétal. Sous ce nom on désignait autrefois la potasse, parce qu'on la retire des cendres des végétaux.

Alcalis végétaux ou organiques. Dans la chimie moderne, on a donné ce nom à des principes immédiats des végétaux, tels que la *morphine*, la *strychnine*, la *quinine*, etc., etc., qui n'ont de commun avec les alcalis, que de verdir le sirop de violettes et de former des sels en s'unissant aux acides; on les désigne aussi sous le nom *d'alcaloïdes*.

Ces bases organiques qui renferment en général du carbone, de l'hydrogène, de l'oxigène et de l'azote, sont toutes douées d'une action énergique sur l'économie animale, qui en fait des poisons violents ou des médicaments puissants, auxquels il faut attribuer les propriétés médicinales ou toxiques des végétaux qui les contiennent.

ALCALIMÈTRE. Instrument inventé, en 1804, par M. Descroizilles aîné, pour estimer les quantités d'alcali contenues dans les potasses et soudes du commerce.

Cet instrument est fondé sur ce principe que les diverses quantités d'alcali pur ou de carbonate que renferment les potasses et soudes du commerce, sont proportionnelles aux quantités d'acide qu'elles exigent pour leur saturation.



L'alcalimètre consiste en une éprouvette de verre de 25 centim. de hauteur, sur 2 de diamètre intérieur (voyez la figure ci-contre), portée sur un pied, de manière à pouvoir se tenir verticalement; son bord supérieur est renversé et terminé par un petit bec. (Voyez ci-contre.)

Ce tube est divisé, à partir du haut, en 72 parties ou degrés

dont chacun contient un demi-gramme d'eau distillée, et représente une capacité d'un demi-millilitre. On emplit ce tube jusqu'au 0 d'une liqueur acide qui porte le nom de *liqueur alcalimétrique* et qui est composée de 9 parties d'eau distillée et 1 partie d'acide sulfurique à 66°.

Essai alcalimétrique des potasses. Pour faire l'essai d'une potasse du commerce, on commence par en pèser avec soin 10 grammes, on les place dans un verre à boire avec un demi-décilitre d'eau distillée et on agite le mélange avec un tube de verre, ou un brin de bois pour faciliter la dissolution; lorsqu'elle est opérée on ajoute de nouveau dans le verre un demi-décilitre d'eau pour compléter le volume d'un décilitre, et après avoir bien mélangé, on laisse déposer. La liqueur étant éclaircie, on en mesure exactement un demi-décilitre qu'on verse dans une capsule de porcelaine ou dans un verre ordinaire.

On saisit ensuite de la main gauche l'alcalimètre rempli de liqueur d'épreuve, et en l'inclinant légèrement on fait tomber par gouttes précipitées la liqueur acide dans la solution de potasse, en ayant soin d'agiter pendant ce temps la solution de potasse avec une petite baguette de verre ou de bois pour faciliter le dégagement du gaz acide carbonique. Lorsqu'on voit l'effervescence diminuer, il faut ajouter avec précaution la liqueur acide goutte à goutte, agiter continuellement, et essayer si l'on approche du point de saturation. On reconnaît aisément ce point en disposant sur une assiette plusieurs gouttes de sirop de violette ou de teinture de tournesol, puis, avec l'extrémité du tube de verre, on y porte une goutte de la solution qu'on veut essayer et on mêle les gouttes ensemble. Les gouttes de sirop prendront une teinte verte si la potasse n'est pas entièrement saturée, ou elles vireront au violet si le point de saturation est atteint, ou au rouge si ce point est dépassé; dans ce dernier cas la teinture de tournesol prendrait

une teinte rouge. On arrive à connaître que la saturation est complète en essayant de temps en temps, au moyen de petites bandes de papier teintes en bleu par le tournesol ordinaire, et en rouge par le tournesol rougi par un peu d'acide acétique. Ces papiers réactifs sont très utiles pour s'assurer du point de saturation de la solution, car les plus petites quantités d'alcali libre bleuissent *le papier rouge* et les plus petites quantités d'acide en excès rougissent le *papier bleu.* C'est lorsque le papier de tournesol est légèrement rougi et que la couleur persiste à l'air, qu'on cesse d'ajouter de la liqueur acide. On replace alors l'alcalimètre dans sa position verticale, et l'on observe sur l'échelle graduée quel est le niveau de la liqueur d'épreuve. La division à laquelle il correspond indique le degré alcalimétrique de la potasse qu'on examine.

On peut encore, pour opérer avec plus d'exactitude faire une série de petites bandes de papier bleu depuis le moment où ils commencent à virer au violet foncé, jusqu'à celui où ils tournent au rouge clair, et numérotant chaque fois avec une plume sur un des bouts qu'on trempe dans la solution, le nombre qui marque le niveau de la liqueur dans l'alcalimètre. Alors on choisit la nuance qui est d'un violet rougeâtre et on regarde à quelle nuance de l'échelle il correspond, admettons par exemple que ce chiffre soit 60°, on en conclut que la potasse est à 60 degrés, c'est à dire qu'il a fallu 60/100 de son poids en acide sulfurique pour sa saturation.

On voit en effet, d'après ce que nous avons dit plus haut sur la composition de la liqueur acide que chaque degré de l'alcalimètre contient un demi-gramme de liqueur d'épreuve représentant 1 demi-décigramme ou 1 dixième de son poids d'acide sulfurique à 66° ; et comme la saturation est faite sur un demi-décilitre de solution renfermant 5 grammes ou cent demi-décigrammes de potasse à essayer, chaque

degré de l'alcalimètre contient en acide sulfurique un centième du poids de la potasse.

Connaissant la quantité d'acide sulfurique à 66° pour la saturation exacte de la potasse du commerce qu'on essaie, il devient facile de connaître soit la quantité de potasse pure, soit celle de carbonate qu'elle contient; car, d'après la composition de l'acide sulfurique à 66° et celle du sulfate de potasse, on trouve que chaque degré de l'alcalimètre doit correspondre à 0^{gr}, 048, de potasse pure et à 0^{gr},0707 de carbonate de potasse; il suffira donc de multiplier le nombre de degrés obtenu dans l'essai d'une potasse titrée par 0,048, pour avoir la quantité réelle de potasse pure contenue dans 5 grammes, ou par 0^{gr},0707 pour avoir la proportion de carbonate de potasse pur. Ainsi 60° $\times$ 0^{gr}, 048, représentent 2^{gr} 880 de potasse pure dans la quantité de potasse essayée qui est de 5 grammes, ce qui fait 57,60 pour cent.

Essais alcalimétriques des soudes. On suit absolument la même marche pour faire l'essai des soudes naturelles et artificielles, ou de sels de soude du commerce; seulement il faut multiplier les degrés alcalimétriques qu'on a trouvés par la méthode rapportée ci-dessus par 0^{gr}, 0327, pour déduire la quantité absolue de soude pure, ou par 0^{gr},0558 pour connaître la proportion correspondante de carbonate de soude.

Nous ferons remarquer que, dans l'essai des soudes naturelles et artificielles qui contiennent environ les deux tiers de leur poids de matières insolubles, il est essentiel de broyer et de pulvériser dans un mortier de fonte ou de cuivre l'échantillon qu'on veut essayer. Après en avoir pesé 10 grammes, on les broie dans un mortier en y versant un décilitre d'eau par petites portions, et décantant le liquide trouble à chaque fois. On continue de la sorte jusqu'à ce que toute la soude ait été bien délayée. On verse alors la

liqueur dans un verre à boire, et après l'avoir laissée déposer, on en prend exactement la moitié qu'on sature comme dans l'expérience avec la potasse. Il est important dans l'essai des soudes artificielles de n'employer que de l'eau froide attendu qu'elles renferment une grande quantité de sulfure de calcium qui est soluble à chaud, et qui en réagissant sur le carbonate de soude, produirait du sulfure de sodium et du carbonate de chaux, de manière que le résultat qu'on obtiendrait serait erronné.

Une autre source d'erreur se rencontre dans la présence du sulfure de sodium et du sulfite de soude dans les soudes du commerce. Ces composés étant décomposés et saturés par une certaine quantité d'acide sulfurique élèveront d'autant le degré de la soude au préjudice de l'acheteur. C'est pour obvier à ces inconvénients qui rendent alors l'essai incertain que MM. Gay-Lussac et Welter, en 1820, ont apporté un perfectionnement important à cet essai. Leur méthode consiste à calciner au rouge, dans un creuset de platine, 10 grammes du sel de soude que l'on essaie avec 2 ou 3 grammes de chlorate de potasse. Par l'action du calorique l'oxigène du chlorate transforme le sulfure et le sulfite en sulfate en passant lui-même à l'état de chlorure; on redissout dans l'eau le résidu de la calcination et l'on opère la saturation à la manière ordinaire.

L'essai des soudes brutes ne présente pas plus de difficultés que celui des sels de soude. Après avoir dissous leurs parties solubles dans l'eau froide, on doit ajouter un peu de chlorate de potasse à la solution, on évapore ensuite à siccité dans une capsule de platine, et on calcine au rouge comme précédemment. Parmi les matières étrangères qui peuvent altérer le titre des sels de soude il faut aussi citer l'hyposulfite de soude qui au reste ne se présente que très rarement et surtout dans les soudes d'une très mauvaise fabrication. Dans ce cas, qu'il serait facile de reconnaître à l'odeur d'a-

cide sulfureux qu'exhalerait la solution, et au trouble jaunâtre qui se manifesterait lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique, il ne faudrait point les calciner avec du chlorate de potasse, car l'acide qui se formerait dans cette circonstance saturerait plus de soude qu'il y en avait en combinaison avec l'acide hyposulfureux, et par conséquent le titre réel en soude serait jugé trop faible.

Une autre précaution que MM. Gay-Lussac et Welter indiquent dans leurs observations sur l'essai des soudes, c'est de colorer en bleu la solution de soude par une certaine quantité d'une forte infusion de tournesol, et de la placer dans un bocal assez grand pour qu'elle ne fasse qu'une couche de 3 à 4 centimètres d'épaisseur; en mettant ce vase sur une feuille de papier blanc, on apprécie bien les changements de couleur. L'acide carbonique de la soude qui est déplacé par l'acide sulfurique ne se manifeste pas d'abord, parce qu'il se combine avec la portion de carbonate de soude non décomposée, et forme un bi-carbonate. L'effervescence ne commence à se manifester que lorsqu'on a saturé à peu près la moitié du carbonate, et ordinairement la couleur du tournesol ne change point pendant la formation du bi-carbonate, mais aussitôt qu'il est produit et que l'acide qu'on ajoute peu à peu le décompose, la couleur bleue du tournesol vire au rouge, et l'effervescence se montre. On se tient alors sur ses gardes et on ajoute l'acide sulfurique par cinquièmes ou par dixièmes de mesure en faisant, à chaque addition, un trait sur du papier tournesol avec la baguette de verre qui sert à agiter la solution. On réitère ces opérations jusqu'à ce que le dernier trait sur le papier de tournesol soit décidément rouge, et qu'on ait même dépassé la saturation : on retranche ensuite autant de cinquièmes ou de dixièmes de degré qu'il y a de traits rouges, moins un, et l'on a alors le véritable titre de la soude.

Le procédé de M. Descroizilles est encore suivi dans l'essai des alcalis en y apportant les modifications dues aux observations de MM. Gay-Lussac et Welter. Un nouveau perfectionnement y a encore été fait, il y a plusieurs années, par M. Gay-Lussac : ce chimiste conseille avec raison d'employer l'acide sulfurique distillé de 1,842 de densité, à la place de l'acide sulfurique du commerce qui est toujours impur, pour composer la liqueur d'épreuve; il la forme de 900 grammes d'eau et 100 d'acide sulfurique. L'alcalimètre est une éprouvette graduée en 100 parties qui contiennent exactement 5 grammes d'acide sulfurique en poids. Cette quantité d'acide prise pour unité, il faut pour la saturer $5^{gr},185$ de soude pure, ou $4^{gr},807$ de potasse. En opérant donc constamment sur des poids égaux à ces derniers, ou de *soude* ou de potasse du commerce, on mesure la richesse de ces alcalis par la fraction des 5 grammes d'acide qu'elles demandent pour leur saturation.

ALCOOL. (ALKOOL *anciennement.*) Ce mot d'origine arabe, usité d'abord par les savants, est employé presque généralement aujourd'hui pour désigner la partie la plus volatile et la plus pure qu'on extrait des liqueurs sucrées qui ont subi la fermentation spiritueuse.

Retiré du vin, et rectifié par plusieurs distillations telles qu'on les pratique dans les arts, il est connu vulgairement sous le nom d'*Esprit de vin;* sous cet état il renferme encore de l'eau dont on ne peut le débarrasser que par des procédés chimiques usités dans les laboratoires.

Propriétés. L'alcool anhydre est un liquide incolore, très limpide, d'une odeur pénétrante, d'une saveur forte, chaude et brûlante. Sa densité à + 15° est de 0,7947; à + 17°, elle est de = 0,7925, d'après M. Gay-Lussac. Il reste liquide à toutes les basses températures qu'on a pu produire; sous la pression de $0^{m},76$, il bout à 78°41, et

se vaporise sans éprouver de décomposition. Exposé à l'air il se volatilise peu à peu et entièrement sans résidu, mais son affinité pour l'eau est si grande qu'il condense une partie de la vapeur aqueuse de l'air, et l'absorbe de manière que les dernières portions qui s'évaporent ont augmenté de densité.

L'eau se combine en toutes proportions avec l'alcool anhydre, il en résulte toujours un dégagement de calorique plus ou moins sensible, et une contraction dans le volume qui augmente jusqu'à certaines proportions des deux liquides. D'après les observations de M. Thillaye fils, il se produirait une légère dilatation en ajoutant à de l'eau de l'alcool affaibli.

Composition. L'alcool pur et anhydre est formé d'après les expériences de divers chimistes, savoir :

Carbone....	52,650	ou 2 atomes.
Hydrogène..	12,894	6 atomes.
Oxigène....	34,456	1 atome.
	100,000	

Sa formule est $= C^2 H^6 O^1$.

Caractères distinctifs. 1° Aux caractères physiques que nous avons indiqués ci-dessus en exposant les propriétés de l'alcool pur, il faut joindre celui qu'il présente de s'enflammer facilement à l'approche d'un corps enflammé et de brûler avec une flamme bleuâtre peu intense en lumière.

2° Mêlé à l'eau distillée, il s'y combine sans se troubler et avec un affaiblissement de son odeur seulement; cette solution n'a aucune action sur la teinture de tournesol ni sur le sirop de violettes; les solutions alcalines, ainsi que celles d'acide hydrosulfurique, de nitrate de barite, de nitrate d'argent, de sulfure de potassium, ne doivent non plus exercer aucune action sur l'alcool pur étendu d'eau.

3° Évaporé dans un vase il ne laisse aucun résidu et ne se colore point lorsqu'on le mêle avec son volume d'acide

sulfurique à 66°, ce qui a lieu lorsqu'il contient en solution quelques matières organiques.

4° Distillé dans une cornue avec une partie ou quatre parties d'acide sulfurique, il est transformé en éther ou en huile douce de vin et gaz hydrogène bicarboné.

Des alcools du commerce. Indépendamment de l'alcool de vin on en trouve d'autres dans le commerce sous divers degrés de concentration et qui ont été obtenus, de la fermentation des grains ou de la pomme de terre, soit de celle de la fécule ou du marc de raisin; ces divers liquides sont formés essentiellement d'alcool pur et d'eau en proportion variable, ils contiennent parfois de petites quantités d'huiles volatiles auxquelles il faut attribuer l'odeur et surtout la saveur particulière qu'ils ont. Ces produits alcooliques sont communément désignés sous le nom d'*esprits*, et distingués entre eux par le nom de la substance d'où on les a retirés. Le nom d'*eau-de-vie* est particulièrement affecté à l'alcool faible, usité pour boisson dans le commerce. Les degrés de concentration des alcools sont évalués en général au moyen d'aréomètres particuliers ou *pèse-liqueurs*, ou de l'alcoomètre centésimal. Les commerçants sont dans l'habitude de distinguer les divers degrés de spirituosité, c'est à dire le plus ou moins d'eau mêlé à l'alcool, par des nombres qu'on écrit sous formes de fractions. Ces nombres ne sont pas arbitraires; ils indiquent quelle est la quantité d'eau qu'il est nécessaire d'ajouter à chaque partie d'esprit, pour la ramener à l'état d'eau-de-vie ordinaire ou à 19 degrés.

Ainsi on nomme *esprit trois-cinq* de l'alcool à 29 1/2, parce qu'en en prenant 3 volumes et y ajoutant 2 volumes d'eau, on obtient 5 volumes d'eau-de-vie à 19°; par la même raison on a donné le nom de *trois-six* à l'alcool à 33°, de *trois-sept* à l'alcool à 35° et de *trois-huit* à l'alcool à 37 1/2.

L'odeur particulière à certains alcools du commerce

due soit à la présence d'une huile volatile, soit à un produit empyreumatique dépendant de leur mauvaise préparation, fait souvent exclure ces alcools de plusieurs opérations. Cette odeur, souvent masquée par celle de l'alcool, peut toujours être rendue sensible en ajoutant à celui-ci 4 à 5 fois son volume d'eau. L'odeur fragrante de l'alcool ainsi affaiblie permet de distinguer celle de la substance étrangère volatile qu'il renferme.

Un moyen qui est souvent employé pour s'assurer de l'absence de toute odeur étrangère dans l'alcool, consiste à verser dans le creux de la main un peu d'alcool, et à en faciliter l'évaporation par le frottement des deux mains l'une contre l'autre; l'alcool pur s'évapore sans laisser aucun résidu odorant, tandis que celui qui renferme de l'huile volatile ou empyreumatique, laisse celle-ci à la surface de la peau, et l'odeur en devient aussitôt manifeste.

Quant à la quantité d'eau contenue dans les alcools du commerce on la détermine soit par la densité, soit à l'aide d'aréomètres particuliers, à une température fixe de + 15° centigrades.

Tableau indiquant les rapports de la densité de l'alcool aux degrés de l'aréomètre de Cartier à + 15.

Ce tableau a été extrait des tables rapportées dans la pharmacopée raisonnée de M. Guibourt, *deuxième édition.*

DENSITÉ.	DEGRÉS de Cartier.	ALCOOL anhydre sur 1000 en poids	DENSITÉ.	DEGRÉS de Cartier.	ALCOOL anhydre sur 1000 en poids
1000,0	10,03	000,0	907,2	23,53	500,7
997,0	10,43	015,9	902,7	24,29	516,5
991,3	11,16	047,7	900,3	24,67	524,5
989,1	11,49	063,6	898,0	25,03	533,7
984,3	12,14	095,4	895,0	25,45	540,4
981,2	12,57	119,2	890,7	26,26	556,3
977,3	13,10	151,0	888,2	26,68	564,2
974,3	13,52	174,9	885,6	27,11	572,3
970,0	14,12	206,6	883,1	27,54	503,0
966,9	14,57	230,5	877,9	28,43	596,0
965,3	15,07	254,3	872,6	29,34	611,9
960,8	15,43	270,2	867,1	30,29	627,8
956,7	16,02	294.0	861,7	31,26	643,7
953,8	16,43	309,9	856,0	32.28	659,6
949,1	17,12	333,8	850,2	33,33	675,5
945,7	17,62	349,7	844,2	34,43	691,4
942,2	18,14	365,6	841,1	35,01	699,3
940,3	18,42	373,5	834,6	36,24	715,2
934,8	19,23	397,4	827,7	37,53	731,1
932,9	19,54	405,3	824,2	38,24	739,1
928,9	20,13	421,2	820,5	38,95	747,0
926,9	20,47	429,1	816,8	39,70	755,0
922,7	21,11	445,0	808,6	41,33	770,9
920,6	21,43	453,0	804,1	42,23	778,8
916,3	22,10	468,9	799,5	43,19	788,6
914,8	22,46	484,8	794,7	44,19	794,7
909,7	23,18	492,7			

La chaleur et le froid étant susceptibles de faire varier le volume et la densité des liqueurs alcooliques, les indications énoncées dans le tableau précédent ne sont rigou-

reusement exactes que pour la température de + 15° centigrades à laquelle l'instrument a été gradué. Lorsque les essais avec l'aréomètre de Cartier sont faits à toute autre température, il faut avoir soin d'y ramener les liqueurs que l'on éprouve soit directement en les échauffant ou les refroidissant, soit par le calcul, ou ce qui est plus commode dans la pratique en consultant les tables publiées pour cet usage.

Nous présentons ici une table dans laquelle sont rapportées l'indication des degrés de Cartier et les variations qu'éprouvent les divers alcools pour une différence de température de 1 degré Réaumur.

DEGRÉS DE CARTIER.	VARIATIONS DE DEGRÉS POUR 1° RÉAUMUR.	DEGRÉS DE CARTIER.	VARIATIONS DE DEGRÉS POUR 1° RÉAUMUR.
14°	0,064	27°	0,179
15°	0,087	28°	0,182
16°	0,106	29°	0,185
17°	0,120	30°	0,188
18°	0,130	31°	0,192
19°	0,139	32°	0,196
20°	0,147	33°	0,200
21°	0,156	34°	0,204
22°	0,159	35°	0,208
23°	0,162	36°	0,208
24°	0,167	7°	0,211
25°	0,169	38°	0,213
26°	0,175	39°	0,215

Cette table en démontrant que la variation par la température est d'autant plus grande que l'alcool est plus concentré, permet de calculer aisément la force réelle des liquides spiritueux pour une température constante, voici la manière de s'en servir. Admettons qu'on ait mesuré la force réelle d'un alcool du commerce à la température de + 20° R

et qu'on ait trouvé qu'il marquait 33° à l'aréomètre de Cartier, on désire savoir quelle est sa force réelle à + 15° R. En cherchant daus la table précitée, on reconnaît que l'alcool à 33° augmente de 0,200 par chaque degré, ou en termes plus simples de 2/10. La différence entre les deux températures de + 20° et + 15° étant 5°, il faut multiplier 0,200 par 5 et retrancher le produit du nombre 33° qui est le degré de l'alcool à + 20°. Or 0,200 × 5 = 1,000 ou un degré, par conséquent 33° — 1 = 32°, force réelle du liquide alcoolique à + 15° R.

Si l'on opérait à une température inférieure à + 15° la différence devait être ajoutée; exemple, supposons qu'en hiver on prenne le degré d'un liquide alcoolique à la température de 0, et que ce degré soit à cette température de 33° Cartier comme ci-dessus. Il faut prendre la différence de + 15° à 0 qui est égale à 15°, la multiplier par la variation 0,200 ce qui donne 3,000 ou 3 degrés qui ajoutés à 33° donnent 36° pour le degré du liquide à la température de + 15° R.

Les données précédentes sont suffisantes dans le plus grand nombre des cas pour les besoins des arts et du commerce, mais elles ne peuvent convenir pour des recherches expérimentales d'une grande précision. Les variations pour chaque degré ne sont pas les mêmes pour tous les aréomètres de Cartier construits d'ailleurs sur le même principe; elles dépendent surtout du diamètre de la tige sur laquelle est tracée l'échelle comme nous l'avons constaté pour plusieurs aréomètres du commerce. On est donc obligé de vérifier directement ces variations lorsqu'on se sert de l'un de ces instruments, si l'on veut obtenir des résultats plus rigoureux.

L'usage que font encore plusieurs commerçants et débitants de l'aréomètre de Cartier pour estimer la force des alcools nous a engagé à exposer ici les corrections qu'on

doit y apporter, mais il sera toujours préférable dans de semblables circonstances de se servir de l'alcoomètre centésimal de M. Gay-Lussac, qui a l'avantage sur tous les autres aréomètres de faire connaître la quantité d'alcool pur en volume que renferme sur 100 parties le liquide qu'on examine.

ALCOOMÈTRE. On désigne sous ce nom un instrument établi par M. Gay Lussac et qui n'est, quant à la forme, qu'un aréomètre ordinaire.

L'alcoomètre gradué à la température de + 15° centigrades porte une échelle divisée en 100 parties ou degrés, dont chacune représente un centième d'alcool, ce qui lui a valu le nom d'*alcoomètre centésimal.* La division 0 correspond à l'eau distillée et la division 100 à l'alcool pur. Pour déterminer la quantité d'alcool on a pris pour terme de comparaison, l'alcool pur anhydre, en volume à + 15° centigrades et sa force est représentée par *cent centièmes,* ou par l'*unité*, conséquemment, la force d'un liquide spiritueux est le nombre de centièmes, en volume, d'alcool pur que ce liquide contient à la température de + 15° centigrades. Cet instrument plongé dans un liquide alcoolique, à la température de + 15°, en fait donc connaître immédiatement la *force.* Si, par exemple, il s'enfonce dans un liquide spiritueux jusqu'à la division 89, à la température de + 15° C, il indique que la force de ce liquide est de 89 centièmes; c'est à dire qu'il contient 89 centièmes de son volume d'alcool pur.

Les degrés de l'alcoomètre s'appellent des degrés centésimaux, on les écrit en placant la lettre C à droite et au-dessus du chiffre des unités du nombre qui les exprime, ainsi 89^c ou 0,89 indiquent 89 centièmes d'alcool.

L'indication de cet instrument permet de calculer facilement la proportion exacte d'alcool pur contenue dans une quantité donnée d'un liquide spiritueux, en *multipliant le nombre qui exprime le volume du liquide spiritueux*

par la force de ce même liquide. Exemple: une pièce d'esprit de vin de 700 litres, de la force de 0,87 contient 609 litres d'alcool pur, car 700 × 0,87 = 609li,00.

Ces indications fournies par l'alcoomètre ne sont exactes qu'autant que les épreuves sont faites à la température de + 15°. Dans le cas où on opérerait à une température plus basse ou plus élevée, il conviendrait d'échauffer ou de refroidir l'échantillon avant d'y plonger l'instrument.

La chaleur et le froid altérant en même temps les indications de l'alcoomètre et le volume du liquide, il est très important de faire les corrections nécessaires lorsque la température est au dessus ou au dessous de + 15°. M. Gay-Lussac, dans l'instruction qu'il a publiée en 1824 sur l'alcoomètre centésimal, a donné des tables très commodes qui dispensent de tout calcul et qui servent avec avantage pour connaître la force réelle des liquides spiritueux pour les températures de 0 à + 30°, ainsi que leur richesse en alcool, c'est à dire le nombre de litres d'alcool à + 15° que contiennent 100 litres d'un liquide spiritueux, pour chaque indication de l'alcoomètre entre les deux températures énoncées ci-dessus, enfin des tables particulières établissent la correspondance entre les degrés de l'aréomètre de Cartier et ceux de l'alcoomètre centésimal, à la température de + 15°. Cette instruction, adoptée par l'administration des contributions indirectes, est terminée par d'autres tables sur le mouillage des liquides spiritueux que l'on veut affaiblir, et d'un barême décimal qui rend plus faciles et en même temps plus sûres les multiplications et les divisions qui peuvent se présenter dans l'emploi de l'alcoomètre centésimal (1).

Nous rapportons ici quelques tables sur la correspondance entre les degrés de l'alcoomètre et la densité de l'alcool à + 15° C, ainsi que sur l'évaluation de la force

(1) *Instruction pour l'usage de l'alcoomètre centésimal;* chez Collardeau, à Paris, rue du faubourg Saint-Martin.

des liquides spiritueux en degrés de Cartier et en degrés centésimaux ; ces tables peuvent être consultées dans un grand nombre de circonstances.

DEGRÉS à l'alcoomètre	DENSITÉ de l'alcool à + 15° C.	DEGRÉS à l'alcoomètre	DENSITÉ de l'alcool à + 15° C.	DEGRÉS à l'alcoomètre	DENSITÉ de l'alcool à + 15° C.
100	0,795	66	0,902	32	0,964
99	0,800	65	0,904	31	0,965
98	0,805	64	0,909	30	0,966
97	0,810	63	0,906	29	0,967
96	0,814	62	0,911	28	0,968
95	0,818	61	0,913	27	0,969
94	0,822	60	0,915	26	0,970
93	0,826	59	0,918	25	0,971
92	0,829	58	0,920	24	0,972
91	0,832	57	0,922	23	0,973
90	0,835	56	0,924	22	0,974
89	0,838	55	0,926	21	0,975
88	0,842	54	0,928	20	0,976
87	0,845	53	0,930	19	0,977
86	0,848	52	0,932	18	0,978
85	0,851	51	0,934	17	0,979
84	0,854	50	0,936	16	0,980
83	0,857	49	0,938	15	0,981
82	0,860	48	0,940	14	0,982
81	0,863	47	0,941	13	0,983
80	0,865	46	0,943	12	0,984
79	0,868	45	0,945	11	0,986
78	0,871	44	0,946	10	0,987
77	0,874	43	0,948	9	0,988
76	0,876	42	0,949	8	0,989
75	0,879	41	0,951	7	0,990
74	0,881	40	0,953	6	0,992
73	0,884	39	0,954	5	0,993
72	0,886	38	0,956	4	0,994
71	0,888	37	0,957	3	0,996
70	0,891	36	0,959	2	0,997
69	0,893	35	0,960	1	0,999
68	0,896	34	0,962	0	1,000
67	0,899	33	0,963		

Évaluation des degrés de Cartier en degrés centésimaux, à la température de + 15° centigrades.

DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésimaux.	DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésimaux.	DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésimaux.	DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésimaux.
10	0,2	3	48,2	2	72,9	1	99
1	1,1	19	49,1	3	73,5	2	90,4
2	2,4	1	50	28	74,0	3	90,8
3	3,7	2	50,9	1	74,6	37	91,2
11	5,1	3	51,7	2	75,2	1	91,5
1	6,5	20	52,5	3	75,7	2	91,9
2	8,1	1	53,3	29	76,3	3	92,3
3	9,6	2	54,1	1	76,8	38	92,7
12	11,2	3	54,9	2	77,3	1	93
1	12,8	21	55,6	3	77,9	2	93 4
2	14,5	1	56,4	30	78,4	3	93,7
3	16,3	2	57,2	1	78,9	39	94,1
13	18,2	3	58	2	79,4	1	94,4
1	20	22	58,7	3	80,0	2	94,7
2	21,8	1	59,4	31	80,5	3	95,1
3	23,5	2	60,1	1	81	40	95,4
14	25,2	3	60,8	2	81,5	1	95,7
1	26,9	23	61,5	3	82	2	96
2	28,5	1	62,2	32	82,5	3	96,3
3	30,1	2	62,9	1	82,9	41	96,6
15	31,6	3	63,6	2	83,4	1	96,9
1	33	24	64,2	3	83,9	2	97,2
2	34,4	1	64,9	33	84,4	3	97,5
3	35,6	2	65,5	1	84,8	42	97,7
16	36,9	3	66,2	2	85,3	1	98
1	38,1	25	66,9	3	85,8	2	98,3
2	39,3	1	67,5	34	86,2	3	98,5
3	40,4	2	68,1	1	86,7	43	98,8
17	41,5	3	68,8	2	87,1	1	99,1
1	42,5	26	69,4	3	87,5	2	99,4
2	43,5	1	70	35	88	3	99,6
3	44,5	2	70,6	1	88,4	44	99,8
18	45,5	3	71,2	2	88,8		
1	46,4	27	71,8	3	89,2		
2	47,3	1	72,3	36	89,6		

Les nombres 1, 2, 3, placés entre chaque degré, indiquent 1/4, 2/4, 3/4 de degrés de Cartier.

Évaluation des degrés centésimaux en degrés de Cartier, à la température de + 15° centigrades.

DEGRÉS centésim.	DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésim.	DEGRÉS de Cartier.	DEGRÉS centésim.	DEGRÉS de Cartier.
0	10,03	34	15,43	68	25,45
1	10,23	35	15,63	69	25,85
2	10,43	36	15,83	70	26,26
3	10,62	37	16,02	71	26,68
4	10,80	38	16,22	72	27,11
5	10,97	39	16,43	73	27,54
6	11,16	40	16,66	74	27,98
7	11,33	41	16,88	75	28,43
8	11,49	42	17,12	76	28,88
9	11,66	43	17,37	77	29,34
10	11,82	44	17,62	78	29,81
11	11,98	45	17,88	79	30,29
12	12,14	46	18,14	80	30,76
13	12,28	47	18,42	81	31,26
14	12,43	48	18,69	82	31,76
15	12,57	49	18,97	83	32,28
16	12,70	50	19,25	84	32,80
17	12,84	51	19,54	85	33,33
18	12,97	52	19,85	86	33,88
19	13,10	53	20,15	87	34,43
20	13,25	54	20,47	88	35,01
21	13,38	55	20,79	89	35,62
22	13,52	56	21,11	90	36,24
23	13,67	57	21,43	91	36,89
24	13,83	58	21,76	82	37,55
25	13,97	59	22,10	93	38,24
26	14,12	60	22,46	94	38,95
27	14,26	61	22,82	95	39,70
28	14,42	62	23,18	96	40,49
29	14,57	63	23,55	97	41,33
30	14,73	64	23,92	98	42,25
31	14,90	65	24,29	99	43,19
32	15,07	66	24,67	100	44,19
33	15,24	67	25,05		

Indépendamment de ces tableaux l'instruction en ren-

ferme un grand nombre pour les corrections relatives à la température au dessus de + 15° ou au dessous de cette température.

ALLIAGES. On désigne sous ce nom les composés que les divers métaux, excepté le mercure, peuvent former entre eux. Le nom *d'amalgames* est particulièrement affecté aux combinaisons que contracte ce dernier métal. L'union des métaux déterminée par des affinités plus ou moins fortes, peut en apparence se faire en toutes proportions; mais il est démontré par un grand nombre d'exemples que ces sortes de combinaisons doivent être toutes véritablement formées dans des rapports atomiques simples, et que si on observe le contraire pour les alliages les plus employés, c'est que par la liquéfaction ils sont généralement solubles les uns dans les autres, ainsi que dans les métaux eux-mêmes.

Tous les alliages partagent à divers degrés les propriétés physiques des métaux qui les composent. Ils sont solides, excepté les amalgames dans lesquels le mercure prédomine, brillants, bons conducteurs de l'électricité et du calorique. Leur densité est tantôt supérieure, tantôt inférieure à la moyenne de celles des métaux composants; leur fusibilité plus grande que celle de leurs éléments; leur dureté, leur ductilité et leur malléabilité très variables. En général tous les alliages formés par des métaux cassants, le sont eux-mêmes; ceux formés par un métal ductile et un métal cassant, sont cassants si les deux métaux sont unis en quantités égales, et partagent la propriété de celui qui prédomine; enfin dans les alliages des métaux ductiles à proportions égales, il y en a autant de ductiles que de cassants; mais lorsque l'un des métaux est très prédominant, ils sont le plus souvent ductiles.

Les alliages fondus se comportent comme les métaux en refroidissant; à une haute température, ceux qui contien-

nent un métal volatil sont décomposés en tout ou en partie; quelquefois une séparation incomplète a lieu entre les métaux inégalement fusibles, lorsqu'on les expose à un certain degré de chaleur, c'est même sur ce principe qu'est fondée l'opération désignée dans les arts sous le nom de *liquation*.

Les propriétés chimiques des alliages se rapprochent beaucoup de celles des métaux qui les constituent, à part quelques uns cependant qui s'en écartent sous plusieurs rapports.

L'utilité de plusieurs de ces composés artificiels nous engage ici à les indiquer en décrivant les procédés analytiques, auxquels on doit les soumettre, pour déterminer dans quels rapports leurs éléments sont combinés.

Alliages d'antimoine. L'antimoine combiné au plomb et à l'étain, produit deux alliages très employés: le premier forme la base des caractères typographiques; le second sert à la composition des planches à graver la musique et à la confection de certains vases ou gobelets; en général l'antimoine durcit ces deux métaux et les rend moins ductiles; l'acide nitrique faible attaque ces alliages à une douce chaleur en transformant l'antimoine en acide antimonieux insoluble; l'eau régale les dissout et produit une dissolution que l'eau décompose en transformant le protochlorure d'antimoine en oxichlorure insoluble.

Alliage d'antimoine et d'étain. Cet alliage est blanc argentin, dur et légèrement sonore; son analyse ne peut être faite par l'acide nitrique qui oxide ces deux métaux en les rendant insolubles, mais l'eau régale peut très bien servir à cette opération. Une certaine quantité d'alliage étant dissoute dans l'eau régale, on étend peu à peu la dissolution d'eau distillée jusqu'à ce qu'elle commence à se troubler légèrement, et on y plonge une lame d'étain. Le protochlorure d'antimoine est décomposé par ce métal, l'antimoine précipité sous forme de poudre noire doit être

lavé, recueilli et séché à $+ 100.°$ Son poids déduit de celui de l'alliage fait connaître celui de l'étain qui lui était uni. Ce résultat ne peut être considéré comme exact qu'autant que l'on s'est assuré par quelques expériences préliminaires qu'il n'y avait pas d'autre métal combiné à l'antimoine.

Lorsque la proportion d'antimoine ne s'élève qu'à un vingtième, l'analyse peut être effectuée au moyen de l'acide hydrochlorique concentré qui dissout l'étain et laisse l'antimoine sous forme d'une poudre noire, métallique. M. Chaudet, à qui l'on doit cette observation, propose donc pour analyser ces alliages de les fondre d'abord avec assez d'étain pur pour que la proportion d'antimoine ne s'élève au plus qu'à 1/20, ce qui exige quelques essais préliminaires qu'on peut négliger par le premier procédé.

L'alliage formé de 10 parties d'antimoine et de 90 d'étain est employé à la confection des planches à graver la musique; celui composé de 12 parties d'antimoine et 88 d'étain, est usité en Angleterre pour composer des gobelets ou autres vases à boire; il est connu en ce pays sous le nom de *pewter*.

Alliage d'antimoine et de plomb. Cet alliage formé dans les proportions de 20 parties d'antimoine contre 80 parties de plomb, constitue la matière avec laquelle on fabrique les caractères d'imprimerie. L'analyse de cet alliage est assez simple et s'exécute facilement; après avoir pesé une certaine quantité d'alliage pulvérisé (5 grammes), on l'introduit dans un petit ballon, et l'on verse dessus 6 à 7 fois son poids d'acide nitrique pur à 30°, puis l'on expose le tout à l'action d'une douce chaleur; les deux métaux s'oxident aux dépens de l'acide nitrique, d'où résulte de l'acide antimonieux qui se précipite sous forme d'une poudre blanche insoluble et du protonitrate de plomb soluble dans l'eau. La réaction étant terminée, on ajoute de l'eau distillée et on jette sur un filtre pesé le résidu qu'on

lave bien à l'eau bouillante. Ce résidu séché au rouge obscur, et ensuite pesé, fait connaître par son poids la proportion correspondante d'antimoine pur (Voyez *acide antimonieux*, sa composition).

La liqueur d'où l'acide antimonieux a été séparé par la filtration, étant réunie aux eaux de lavage, on la précipite par une solution de sulfate de soude ou de potasse qui isole tout le plomb à l'état de sulfate insoluble. Ce sel recueilli, lavé, séché et pesé, permet de calculer aisément la proportion de plomb métallique. Dans le cas où du cuivre et du fer existeraient dans cet alliage les deux métaux se trouveraient dans la dissolution après la précipitation par le sulfate de soude, et on pourrait les reconnaître soit par l'ammoniaque, soit par la solution de cyanure de fer et de potassium.

Alliages d'argent. L'argent uni au cuivre dans différentes proportions, produit plusieurs alliages qui sont très employés dans les arts. Ce sont ces divers alliages qui constituent l'argent monnayé et celui qui sert à la bijouterie et l'orfévrerie. L'addition du cuivre à l'argent a pour but de le durcir et de le rendre plus propre à conserver les formes que l'art lui donne.

Dans le commerce on désigne sous le nom de *titre* de l'argent, la quantité d'argent pur contenue dans ces alliages. Le poids de ces alliages étant supposé égal à 1000, on exprime en fraction ordinaire la proportion d'argent qui s'y trouve; ainsi l'on dit que l'argent est au titre de 950/1000, 900/1000, 850/1000, lorsqu'il contient sur 1000 parties 950, 900, ou 850 parties d'argent; d'après ce que nous venons d'établir, on voit que l'argent fin ou pur doit être exprimé par 1000/1000.

Deux procédés sont usités pour analyser les alliages d'argent et de cuivre. Le premier, désigné sous le nom de coupellation, est d'une origine très ancienne, il consiste

à tenir l'alliage en fusion avec une certaine quantité de plomb dans une coupelle faite en cendre d'os; les métaux oxidables par l'air sont entraînés avec l'oxide de plomb dans la coupelle, et le poids de l'argent qui résiste à l'oxidation fait connaître le titre de l'alliage. Cette opération soumise à l'influence de circonstances très variables, et particulièrement à celle de la température du fourneau qu'il n'est pas au pouvoir de l'essayeur de maîtriser entièrement, fait accuser trop bas le titre de l'alliage. Une longue expérience a démontré en effet que la coupellation fournit des résultats tels que le titre des matières essayées est de quelques millièmes trop bas; mais encore que la coupelle ayant servi à ces essais recèle environ le double de l'argent qui manque, et que, par conséquent le bouton d'essai n'est jamais entièrement fin et doit retenir une petite quantité de plomb et de cuivre égale à celle de l'argent en excès.

C'est d'après ces considérations qu'une commission, nommée, en 1829, par M. le ministre des finances, a adopté, sur la proposition de M. Gay-Lussac, membre de cette commission, le nouveau procédé sur l'essai des matières d'argent par la voie humide.

Quoique ce procédé ait remplacé, à l'hôtel des monnaies et au bureau de garantie de Paris, le premier procédé, nous décrirons cependant l'opération de la coupellation en son lieu, car elle est encore pratiquée par les essayeurs de plusieurs villes de France et de plusieurs pays.

Le nouveau procédé d'essai par la voie humide que nous allons décrire consiste à déterminer le titre des matières d'argent par la quantité d'une solution titrée de chlorure de sodium pur (sel marin), nécessaire pour précipiter exactement l'argent contenu dans la dissolution d'un poids donné d'alliage.

L'alliage dissous préalablement dans l'acide nitrique pur, est mêlé à une solution titrée de sel marin qui précipite

l'argent à l'état de chlorure tout à fait insoluble dans l'eau et les acides, et on détermine la quantité du chlorure précipité, non par son poids, ce qui serait peu sûr et surtout beaucoup trop long, mais par le *poids* ou le *volume* de la solution titrée qui a été employée pour cette opération. Le terme de la précipitation est indiqué par la cessation de toute nébulosité, lorsqu'on verse graduellement la solution de sel marin dans celle du nitrate d'argent. Par ce procédé un milligramme d'argent est rendu très sensible dans un poids de liquide de cent grammes; un demi-milligramme et même un quart de milligramme peuvent encore être distingués, si toutefois la dissolution est parfaitement limpide avant l'addition du sel marin.

En opérant sur un gramme d'argent pur, la solution de sel marin doit être telle qu'il en faille cent grammes si l'on mesure au poids, ou cent centimètres cubes à + 10° si l'on mesure au volume, pour précipiter tout l'argent; cette quantité de sel marin est divisée en mille parties appelées millièmes.

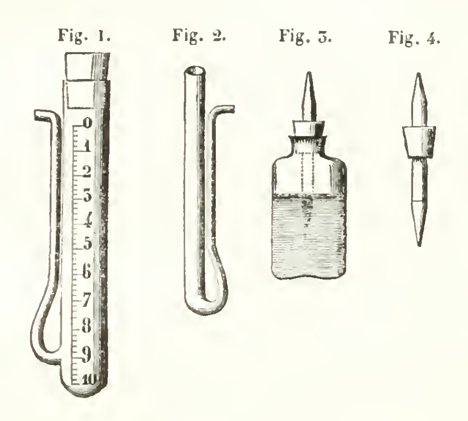
Le titre d'un alliage d'argent est en conséquence donné par le nombre de millièmes de solution de sel marin nécessaire pour précipiter l'argent contenu dans un gramme de cet alliage.

Description du procédé.

On désigne sous le nom de dissolution *normale* de sel marin la dissolution titrée de ce sel qui peut être mesurée au poids ou au volume. La première mesure, indépendante de la température, est plus précise, mais d'une exécution plus longue; la seconde qui exige moins de temps présente une exactitude suffisante, mais elle demande quelques corrections dépendantes de la température.

La solution normale peut être préparée en dissolvant $5^{gr},427$ de sel marin pur et sec dans $994^{gr},575$ d'eau;

100 grammes de cette solution précipiteraient exactement un gramme d'argent pur. On la pèse dans une burette de la capacité de 120 grammes, et munie d'un tube recourbé comme le représente la *fig.* 1.



Cette burette, de la capacité de 115 à 120 grammes, est divisée en grammes, et chaque division qui fait connaître le poids de la solution qu'on en retire, fournit 8 à 10 gouttes, et par conséquent le poids d'une goutte est d'environ un décigramme. Pour obtenir de plus petites fractions de grammes, on prend un poids décuple de cette même solution normale, on l'étend de 9 fois son poids d'eau distillée pour former une nouvelle solution qui renferme une proportion dix fois moindre de sel que la première et qu'on nomme ***solution décime***.

La ***solution normale*** au poids doit être telle que 100 grammes précipitent exactement 1 gramme d'argent pur dissous dans l'acide nitrique. Pour en faire l'essai on en pèse à peu près 100 grammes dans la burette *fig* 1, ce qu'on obtient facilement en la remplissant jusqu'au zéro de l'échelle, et la tarant dans une balance sensible. Si après

l'avoir enlevée du plateau on met à sa place 100 grammes et qu'on fasse couler la solution dans un flacon jusqu'à ce que l'équilibre soit à peu près rétabli, on arrivera à un nombre qui représentera le poids précis de la solution sortie de la burette. Supposons que ce poids soit de 99gr,85 : pour approcher de plus près du poids de 100 grammes que l'on désire obtenir, on mesure une quantité de la *solution décime* équivalente à 0gr,15 qui manquent pour compléter les 100 grammes de *solution normale*, soit en la pesant dans une petite burette *fig.* 2, soit, ce qui est plus commode, en la mesurant au volume. Or, un gramme de la solution décime équivalant à un décigramme de solution normale, il suffira donc d'ajouter aux 99gr,85 un gramme et demi de la solution *décime* contenant exactement 0gr,15 de la première solution. Un centimètre cube de la solution décime représente un millième d'argent, on obtient facilement ce volume au moyen d'une pipette (*fig.* 4), jaugée de manière que, remplie d'eau jusqu'au trait *a*, elle en laisse tomber librement un gramme, ou un centimètre cube. En faisant écouler par gouttes la solution décime de la pipette on peut obtenir des fractions du millième d'argent que représente ce volume d'un centimètre de solution : car 20 gouttes environ correspondent à un centimètre cube, 10 gouttes à un demi, et 5 gouttes à un quart. La petite pipette qu'on emploie dans ces opérations traverse un bouchon de liége qui est destiné à tenir fermé le flacon (*fig.* 5) dans lequel on conserve la solution décime.

Avant d'employer la solution de sel on doit s'assurer de son titre en dissolvant un gramme d'argent pur dans 10 grammes d'acide nitrique pur à 32°; cette dissolution doit être préparée en chauffant au bain-marie l'argent avec l'acide nitrique dans un flacon de la capacité de 200 grammes; lorsque tout l'argent a disparu on expulse la vapeur intense qui reste dans le flacon, au moyen d'un soufflet à

douille courbe; puis on verse dans ce flacon une certaine quantité de la solution normale de sel introduite dans la burette, qu'on juge un peu moins suffisante pour précipiter tout l'argent. On agite pour éclaircir, et quand le précipité est formé on verse dans la liqueur 1 centimètre cube de la solution décime qui représente 1 millième d'argent : s'il y a trouble on agite de nouveau, puis on ajoute encore 1 centimètre de solution décime, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On obtient le titre réel en retranchant de celui qu'on a trouvé 1 millième pour le dernier centimètre qui n'a pas produit d'effet, et 1/2 millième pour la moitié de l'avant dernier qui troublait encore la dissolution. Si l'on avait employé d'abord une trop grande proportion de solution normale de sel marin, l'addition du premier centimètre cube de solution décime de sel ne troublerait pas la liqueur : dans ce cas pour achever l'essai il faudrait se servir d'une dissolution décime d'argent dans l'acide nitrique étendu d'eau.

Cette *dissolution décime* est préparée de telle manière qu'un centimètre cube de celle-ci peut détruire un centimètre cube de *solution décime* de sel. On la forme en dissolvant un gramme d'argent pur dans l'acide nitrique, et étendant d'eau distillée la dissolution de manière que, refroidie à la température ordinaire de l'air, elle occupe exactement le volume d'un litre; du reste cette dissolution est mesurée comme celle du sel dans la pipette dont nous avons parlé.

Application du procédé à la détermination du titre d'un alliage d'argent.

Après avoir pesé exactement un gramme de l'alliage qu'on veut essayer, on le dissout au bain-marie dans un flacon avec 10 grammes d'acide nitrique pur. La dissolution étant faite, et la vapeur nitreuse ayant été expulsée avec

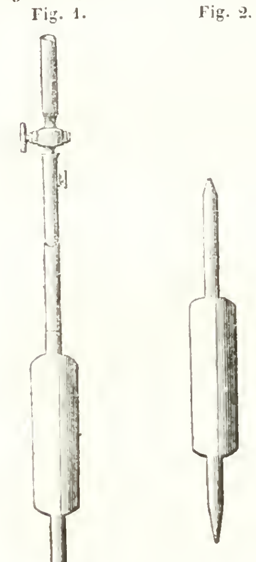
un soufflet terminé par un tube de verre recourbé, on fait couler de la burette remplie de solution normale de sel marin et tarée une quantité insuffisante pour précipiter tout l'argent, par exemple 89gr 85. Après l'agitation de la liqueur, on y verse un centimètre cube de la solution d'écume de sel marin représentant 1 millième d'argent. S'il y a trouble, on agite, puis on ajoute un second millième de sel marin et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on soit arrivé au millième ne précipitant plus. Admettons que ce soit le quatrième. On ne le compte pas, puisqu'il n'a rien produit, et on ne prend que la moitié du troisième, qui n'a été nécessaire qu'en partie. Le titre de l'alliage sera conséquemment égal, à un demi-millième près, à 89gr 85 + 0, 25 ou 898,5 + 2,5 = 901.

On peut approcher de plus près du titre de l'alliage en procédant par demi-millièmes dès que l'on sera arrivé au dernier millième, ne précipitant plus. On tiendra alors note des quantités ajoutées en les écrivant pour éviter toute confusion, et distinguant les millièmes de sel marin par le signe + et ceux de nitrate d'argent par le signe — .

Dans l'exemple donné plus haut, après l'addition de 4 millièmes de sel marin, dont le dernier n'a produit aucun trouble, on ajoutera 1 1/2 millième de nitrate d'argent qui détruira 1 1/2 millième de sel marin, et on fera éclaircir la liqueur. Si un nouveau 1/2 millième de nitrate d'argent ne produit pas de précipité, on n'en tiendra pas compte et on le barrera dans le tableau. De là on conclura que la quantité de nitrate d'argent nécessaire pour détruire l'excès de sel marin est plus grande que 1 millième et plus petite que 1 1/2; c'est à dire qu'à 1 1/4 de millième près, elle est égale à 1 1/4. Ainsi le nombre de millième de sel marin réellement utile est 4 — 1,25 =2,75. Le titre de l'alliage est en conséquence 898,50 + 2,75 = 901,25.

Emploi de la solution normale de sel marin en la mesurant au volume.

Deux moyens sont proposés pour obtenir plus facilement un volume de cent centimètres cubes de solution normale; le premier consiste à se servir d'une pipette particulière *fig. 1*, jaugée de manière que remplie d'eau jusqu'au trait horizontal, elle laisse écouler d'un jet continu 100 grammes d'eau à la température de + 15°.



Cette pipette se remplit en immergeant son bec dans la solution normale et aspirant avec la bouche à l'orifice supérieur jusqu'à ce que le niveau du liquide coïncide avec le trait qui se trouve gravé sur le tube.

Le deuxième moyen plus sur, et d'une manipulation plus facile, se pratique avec une pipette (*fig.* 2.) qu'on remplit par le haut comme une bouteille. Deux douilles en cuivre séparées par un robinet la terminent supérieurement, et permettent d'introduire la solution de sel; un robinet à air placé latéralement, et une vis qui règle une petite ouverture pour laisser rentrer lentement l'air dans la pipette.

La détermination du titre des alliages d'argent par le volume de la solution normale de sel, est surtout influencée par la température suivant qu'elle est au dessus ou au dessous de celle à laquelle elle a été titrée, car dans le premier cas la solution étant dilatée se trouve trop faible et la pipette en contient moins en poids; dans le second elle est au

contraire trop concentrée et se trouve trop forte : il est donc nécessaire de faire les corrections pour une variation quelconque de température. Une table annexée à l'instruction publiée en 1829 par la commission des monnaies permet de faire les corrections convenables pour une température quelconque entre 0 et 30 degrés. Le volume de la solution normale étant mesuré avec l'une des pipettes décrites, pour faire l'essai des alliages on ne peut pas en prendre un poids constant; mais il faut faire varier ce poids selon le titre présumé, et le prendre tel qu'il contienne approximativement 1 gr. d'argent fin, des tables présentant la généralité de ces cas ont été établies à cet effet.

Application du procédé.

Après avoir dissous l'alliage dans l'acide nitrique comme nous l'avons exposé plus haut, on verse dans le flacon une mesure bien exacte de solution normale de sel marin, et on fait éclaircir la liqueur par l'agitation. L'argent n'étant pas pur, il est inutile d'en explorer le titre avec la solution décime de sel marin, mais on doit le faire avec celle de nitrate d'argent.

On verse donc 1 millième de cette dernière, et après l'agitation un second et un troisième millième qui précipiteront, mais non le suivant qu'on ne doit pas compter puisqu'il ne produit aucun trouble. Le troisième a donc été nécessaire en partie seulement; par conséquent, le nombre de millièmes d'argent suffisant pour détruire l'excès de sel marin se trouve entre 2 et 3, c'est à dire qu'il est égal terme moyen, à 2 1/2. Or, puisqu'il a fallu 2 1/2 millièmes d'argent pour achever la précipitation de la mesure normale de sel marin, représentant 1000 millièmes d'argent, il est de toute évidence que l'argent essayé contient 2 1/2 millièmes d'alliage, et que son titre, à un demi-millième près, n'est que de 997, 1/2.

Pour de plus amples détails sur les applications de ce procédé, on devra consulter l'instruction sur l'essai des matières d'argent par la voie humide, rédigée par M. Gay-Lussac et publiée par la commission des monnaies en 1829; des tables à l'usage des essayeurs, servant à déterminer le titre d'un alliage d'argent quelconque, en prenant des poids de ces alliages qui contiendraient toujours approximativement la même quantité d'argent pur, terminent cette instruction.

Plusieurs observations, signalées dans le courant de l'année 1836, ont fait voir que le mercure introduit en petite quantité dans l'argent qu'on essaye par la voie humide, pouvait troubler le titre de ce dernier en se précipitant avec le chlorure d'argent, et induire ainsi en erreur l'essayeur non prévenu du fait. M. Gay-Lussac, dans une note insérée dans les *Annales de chimie et de physique*, en vérifiant ce fait, jusqu'alors inaperçu, a reconnu qu'à la lumière diffuse le chlorure d'argent contenant 2 millièmes de mercure bleuissait moins vite et d'une manière moins prononcée que le chlorure d'argent pur, ce qui permet d'accuser la présence de très petites quantités de mercure, si on en avait ajouté avec intention à l'argent du commerce. D'un autre côté on peut, suivant ce chimiste, reconnaître 1/10 de millième de mercure dans l'argent, en concentrant dans les premières portions de chlorure qu'on précipite avec la solution de sel titrée tout le mercure qui se trouverait dissous avec l'argent dans l'acide nitrique.

Toutefois l'essai des matières d'argent par la voie humide, tel que nous en avons présenté un extrait d'après l'instruction publiée, est applicable non seulement à la détermination du titre des monnaies et de l'orfèvrerie dans les bureaux de garantie où elle est contrôlée, mais comme nous le dirons plus bas à la détermination du titre du doré.

Essai de l'argent de bijouterie par le touchau.

On fabrique avec l'alliage d'argent comme avec celui d'or des bijoux qui arrivent finis aux bureaux de garantie pour être contrôlés après l'essai, mais qui ont une si petite masse, qu'il est impossible d'en tirer des prises d'essai.

Vauquelin a publié en 1812 le moyen suivant qui lui a le mieux réussi, lorsqu'il était directeur du bureau de garantie, pour connaître à peu près le titre des bijoux d'argent sans les briser. Ce procédé simple, mais qui ne comporte pas une grande exactitude, consiste dans l'emploi de touchaux de comparaison comme pour les petits bijoux d'or, avec cette différence qu'on ne met point d'acide nitrique sur les touches, ni aucun autre liquide.

Ainsi l'on compose cinq touchaux depuis 700 millièmes de fin jusqu'à 800 millièmes, de manière qu'il n'y ait que 20 millièmes de différence entre eux : lorsqu'on veut essayer les bijoux d'argent qui ne doivent être marqués qu'au deuxième titre, c'est à dire à 800 millièmes, on les touche sur la pierre (*voyez* Pierre de touche); l'on forme ensuite, près des traces qu'ils y ont laissées, une touche avec l'*alliage de comparaison*, et l'on juge par la couleur, surtout en examinant avec une loupe, s'ils sont au même titre ou s'ils diffèrent.

La plupart de ces petits bijoux ayant été blanchis, il est nécessaire, pour n'être pas trompé, d'enlever par une première touche la couche superficielle à laquelle on n'a point d'égard, et d'en former une seconde qui doit seule être examinée.

Par cette méthode, on arrive, suivant Vauquelin, à une exactitude presque aussi grande que pour les bijoux d'or : ce chimiste prétend aussi qu'avec de l'habitude dans cet examen on ne peut se tromper au-delà de 15 millièmes dans le titre de ces bijoux. (*Manuel de l'essayeur*, p. 61.)

Alliages d'argent et d'or. Ces deux métaux s'allient facilement par la fusion et forment des alliages plus durs qu'eux mêmes, plus fusibles que l'or et d'une couleur variable. L'alliage formé de 4 parties d'argent et de 1 partie d'or est blanc; il est verdâtre lorsqu'il résulte de 7 parties d'or contre 1 partie d'argent. Ce dernier, désigné sous le nom d'*or vert*, en raison de sa couleur, est employé comme soudure des diverses pièces composant les bijoux d'or.

Deux alliages méritent d'être considérés ici; l'un, c'est lorsque dans une grande quantité d'argent, il ne se trouve qu'une très petite quantité d'or, c'est ce qu'on appelle du *doré*, et l'essai qu'on en fait se nomme *essai du doré*; l'autre, c'est quand dans une grande quantité d'or il existe une petite proportion d'argent qu'il faut déterminer. S'il n'y avait que ces deux métaux alliés dans le cas que nous venons de citer, l'essai en serait fort simple; il suffirait de faire dissoudre le premier dans l'acide nitrique, l'or resterait insoluble; quant au deuxième alliage renfermant peu d'argent et beaucoup d'or, ce dernier métal préservant l'argent de l'action de l'acide nitrique, il serait nécessaire de le faire fondre avec trois parties d'argent fin et d'en faire ensuite le départ par l'acide nitrique (*voyez* Départ de l'or).

L'essai du doré qui renferme toujours une certaine quantité de cuivre peut être fait par la coupellation et le départ ensuite; mais il est aussi possible d'appliquer le procédé d'essai par la voie humide à la détermination du titre du doré.

Ce procédé, praticable lorsque l'alliage contient au moins cinq à six fois plus d'argent et de cuivre que d'or, ne le serait plus si l'or était allié à l'argent et au cuivre dans un plus grand rapport que celui de 1 : 6. Il faudrait alors y ajouter par fusion une quantité connue d'argent pur que l'on retrancherait par le calcul après l'essai.

Dans l'essai du doré par la voie humide on prend un poids connu de l'alliage contenant approximativement un gramme d'argent fin; on le fait dissoudre dans un petit matras à l'émeri, de la contenance de 200 centimètres cubes avec 10 fois son poids d'acide nitrique pur à 32°, et on fait bouillir pendant 10 minutes. La dissolution étant faite on détermine le titre en argent avec les solutions normale et décime de sel marin; mais pour avoir l'or et le séparer du chlorure d'argent, on sursature d'ammoniaque la dissolution; le chlorure d'argent se dissout parfaitement et l'or reste en poudre qu'on laisse bien rassembler; on décante, on lave l'or avec de l'eau ammoniacale, deux fois de suite, puis on le fait passer dans un creuset au feu pour le recuire.

Si l'alliage qu'on examine contenait un peu d'étain, la coupellation devrait précéder l'essai par la voie humide.

Alliage d'argent et de platine. L'argent s'unit facilement au platine par la fusion et produit un alliage moins ductile que l'argent pur et plus difficile à fondre. Une petite quantité de platine donne plus de solidité à l'argent, et la propriété de cristalliser lorsqu'on le soumet à la coupellation avec du plomb. Dans sa combinaison avec l'argent le platine acquiert la faculté de se dissoudre en partie dans l'acide nitrique.

Quoiqu'il soit peu vraisemblable que la fraude introduise jamais le platine dans l'argent, à cause de la différence entre le prix du premier et celui du second, et du changement remarquable qu'il apporte aux propriétés physiques de l'argent, on peut toujours avec certitude reconnaître sa présence en dissolvant l'argent dans l'acide nitrique. D'après les expériences de Vauquelin, quelle que soit la quantité de platine contenue dans l'argent, l'acide prend une couleur brune due à la formation d'une certaine quantité de deutonitrate de platine, et il se dépose

après la dissolution une poudre noire, produite par une portion de platine très atténuée.

Quant à la proportion de platine, on peut l'estimer en recueillant le résidu insoluble, le lavant et le calcinant, précipitant ensuite la dissolution nitrique par l'acide hydrochlorique pour séparer tout l'argent à l'état de chlorure, et faisant évaporer à siccité la liqueur et calciner le nouveau résidu qui laissera la portion de platine qui s'était dissoute avec l'argent.

Alliages de bismuth. Le bismuth en s'unissant aux autres métaux les rend plus ou moins fusibles et quelquefois cassants. On l'emploie surtout dans les arts pour préparer différents alliages fusibles dont on se sert soit pour souder ou pour prendre des empreintes de médailles ou de moules, soit pour la confection des soupapes fusibles des machines à vapeur. Deux de ces alliages sont plus particulièrement employés, ce sont : 1° l'alliage formé de 8 parties de bismuth, 5 de plomb, 3 d'étain, qu'on désigne sous le nom d'alliage fusible de D'Arcet; 2° l'alliage formé des mêmes métaux unis à une certaine quantité de mercure.

La présence du bismuth dans ces différents alliages est facile à constater par la propriété dont jouit leur dissolution dans l'acide nitrique d'être troublée par l'eau distillée et transformée en sous-nitrate de bismuth insoluble. C'est même sur cette propriété qu'est fondée en général l'analyse des alliages renfermant du bismuth. L'exemple suivant peut en fournir une preuve.

Analyse de l'alliage de bismuth, de plomb et d'étain. Après avoir traité à chaud une portion de cet alliage pulvérisé par un excès d'acide nitrique pur à 30°, jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus de particules métalliques, on fait évaporer à siccité dans une capsule de porcelaine; il reste un mélange de *nitrate de bismuth*, de *nitrate de plomb* et de *deutoxide d'étain*. Si l'on verse de l'eau à plusieurs

reprises sur ce résidu, on dissout seulement le nitrate de plomb, et on transforme le nitrate de bismuth en sous-nitrate insoluble qui reste mêlé au deutoxide d'étain. Pour les séparer, on fait chauffer ce résidu avec de l'acide nitrique qui redissout le sous-nitrate de bismuth et n'agit point sur le deutoxide d'étain qu'on doit laver ensuite avec de l'acide nitrique faible, avant de le calciner pour déduire de son poids celui de l'étain qu'il représente.

Le poids du plomb contenu dans l'alliage sera déduit du poids du sulfate de plomb qu'on obtiendra en décomposant le nitrate de plomb par une solution de sulfate de soude; quant à la quantité de bismuth, on la connaîtra en évaporant à siccité dans une capsule de platine, la dissolution nitrique, et calcinant le résidu pour obtenir l'oxide de bismuth pur.

Analyse d'un alliage de bismuth, de plomb, d'étain et de mercure. La présence et la quantité de mercure dans un tel alliage seront appréciées facilement en en calcinant un poids déterminé dans une petite cornue de verre lutée; tout le mercure est volatilisé et se trouve condensé en petits globules dans le col de la cornue. La perte éprouvée dans cette calcination, fait connaître la proportion de ce dernier métal, quant aux autres métaux on peut ensuite déterminer leur rapport par le procédé indiqué pour l'analyse de l'alliage précédent.

Alliages de cuivre. Un grand nombre des alliages que ce métal peut former avec les autres métaux usuels sont employés dans les arts, tels sont ceux qu'il produit avec l'argent, l'étain, le zinc, le nickel et l'or, tous ces alliages sont facilement attaqués par l'acide nitrique, qui, en dissolvant le cuivre avec plusieurs des autres métaux qui peuvent lui être unis, produit une dissolution remarquable par une couleur bleue plus ou moins foncée; la présence du cuivre dans cette dissolution est d'ailleurs facile à con-

stater par les réactifs qui servent à caractériser les sels de deutoxide de cuivre.

Alliages de cuivre et d'argent. Ces deux métaux combinés dans différentes proportions constituent les alliages qui servent à la fabrication de la monnaie d'argent et de celle de billon, ainsi qu'à la confection des ustensiles, vases et ornements d'argent comme nous l'avons déjà indiqué en parlant des alliages d'argent.

La proportion d'argent pur contenue dans ces alliages se détermine soit par la coupellation, soit par la voie humide (voyez *Essais de l'argent par la voie humide*). La monnaie de billon qui n'est qu'au titre de 200/1000 renferme parfois une petite quantité de zinc et d'étain qu'on peut séparer et estimer par l'un des moyens usités pour isoler ces métaux de leur alliage avec le cuivre.

Alliages de cuivre et d'étain. L'étain en s'unissant au cuivre produit des alliages dont les propriétés varient suivant le rapport des composants; en général une petite quantité d'étain durcit le cuivre, le rend plus fusible et plus tenace en le rendant jaunâtre; une plus grande proportion d'étain rend l'alliage blanc, élastique, sonore et cassant.

Ce sont ces divers alliages qui forment les principaux bronzes; savoir : *le bronze monétaire* ou l'airain *des anciens* (100 parties de cuivre et 7 à 8 d'étain), le *bronze des canons* et des autres bouches à feu (100 de cuivre et 11 d'étain), le métal des cloches (78 de cuivre et 22 d'étain), les tamtams (80 de cuivre et 20 d'étain); les cymbales (78 de cuivre, 22 d'étain), les timbres d'horlogerie (75 de cuivre et 25 d'étain) ; enfin les miroirs des télescopes sont formés de 67 parties de cuivre et 33 parties d'étain.

Analyse. On traite dans un petit ballon de verre une portion pesée de ces alliages réduits en poudre, par 8 à 10 fois son poids d'acide nitrique pur à 30° environ ; à l'aide

d'une douce chaleur l'étain est transformé en deutoxide insoluble qui se sépare, et le cuivre dissous se trouve en dissolution à l'état de deutonitrate mêlé à l'excès d'acide nitrique employé. Lorsque tout l'alliage a été attaqué, on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité, puis on reprend le résidu par l'eau distillée bouillante, afin de redissoudre le deutonitrate de cuivre; le deutoxide d'étain ainsi séparé doit être reçu sur un filtre de papier joseph pesé d'avance, lavé et séché; son poids permet de calculer celui de l'étain contenu dans l'alliage. Le cuivre qui existe dans la dissolution peut être précipité à l'état d'oxide hydraté par la potasse caustique employée en excès; cet oxide hydraté bien lavé à l'eau bouillante, séché ensuite et calciné au rouge dans un creuset, fait connaître par son poids celui du cuivre métallique. Mais comme par ce procédé le deutoxide de cuivre retient un peu de potasse, il est préférable d'évaporer à siccité la dissolution de deutonitrate de cuivre dans un creuset de platine, de calciner au rouge pour obtenir ainsi le deutoxide de cuivre parfaitement pur.

Alliages de cuivre et de zinc. Le nombre de ces alliages utiles est assez grand. Nous citerons parmi ceux-ci le *laiton* ou *cuivre jaune*, *le laiton statuaire* improprement appelé *bronze du commerce;* le *potin*; le *chrysocalle ou similor*, désigné encore sous le nom *d'or de Manheim*, etc., etc. Ces alliages très variés, d'un prix moins élevé que le cuivre, sont plus ou moins malléables et ductiles; leur couleur, suivant la proportion du zinc qui peut varier de 0,33 à 0,6, est d'un jaune pâle ou d'un jaune d'or, imitant quelquefois la couleur naturelle de ce dernier métal.

Analyse. Tous les alliages de cuivre et de zinc peuvent être analysés par l'acide nitrique bouillant qui dissout ces deux métaux en les transformant en nitrates très solubles. La séparation des oxides de ces deux sels peut être effectuée, en étendant la dissolution d'un peu d'eau distillée et

y ajoutant un assez grand excès d'hydrate de potasse ou de soude, qui à l'aide de l'ébullition redissout l'oxide de zinc et laisse le deutoxide de cuivre insoluble qu'on sépare par la filtration. La solution alcaline d'oxide de zinc étant réunie aux eaux de lavage du deutoxide de cuivre, on la sursature par un petit excès d'acide sulfurique, et on y verse ensuite une solution de carbonate de potasse ou de soude : le sel de zinc qui s'est reformé étant tout à coup décomposé, il se produit du carbonate de zinc insoluble ; ce sel recueilli, lavé, séché et calciné au rouge dans un creuset de platine, laisse l'oxide de zinc à l'état de pureté. On déduit facilement du poids de ce dernier oxide, celui du zinc métallique.

Un autre procédé peut également être mis en pratique dans cette analyse. Après avoir dissous l'alliage dans l'acide nitrique, on ajoute à la dissolution de l'acide sulfurique pur et on fait évaporer à siccité pour transformer les nitrates de zinc et de cuivre en sulfates. On redissout le résidu par l'eau acidulée par l'acide sulfurique, et lorsque le laiton contient du plomb, il se sépare du sulfate de plomb sous forme de poudre blanche ; on le recueille sur un filtre ou par décantation dans une capsule. Le poids de ce sel permet de calculer celui du plomb qu'il représente.

La séparation du cuivre et du zinc peut ensuite être effectuée en faisant passer dans la solution acide renfermant les sulfates de zinc et de cuivre un courant de gaz hydrosulfurique. L'oxide de cuivre seul est décomposé et transformé en deuto-sulfure de cuivre insoluble, tandis que l'oxide de zinc combiné à l'excès d'acide sulfurique reste en dissolution. Après avoir séparé le sulfure de cuivre par filtration, on fait bouillir la liqueur pour dégager l'excès de gaz hydrosulfurique qui reste ; on la précipite, après l'avoir concentrée, par le carbonate de potasse comme dans le premier procédé rapporté ci-dessus.

Quelques échantillons de laiton du commerce contiennent aussi de un à deux centièmes d'étain qui se sépare à l'état de deutoxide quand on opère la dissolution de l'alliage dans l'acide nitrique.

Alliage de cuivre, de zinc et de nickel. Cet alliage composé de 50 parties de cuivre, de 25 parties de zinc et de 25 parties de nickel, constitue le *cuivre blanc* ou *packfong* des Chinois, qui était très employé par eux autrefois pour la confection de plusieurs vases d'ornements. De nos jours les arts ont remis en usage ce composé sous le nom d'*argentan*, en raison sans doute de sa couleur blanche analogue à celle de l'argent. On l'emploie aujourd'hui pour la confection de cuillers et fourchettes et autres objets; il est très sonore, a presque la couleur de l'argent et prend comme lui un beau poli.

On peut analyser cet alliage par l'acide nitrique, évaporer la dissolution jusqu'à siccité après y avoir ajouté de l'acide sulfurique pour transformer les nitrates en sulfates. Le résidu étant redissous dans l'eau, on acidule la solution avec de l'acide sulfurique, et on y fait passer un courant de gaz hydrosulfurique jusqu'à ce que tout le cuivre soit précipité à l'état de deutosulfure comme dans l'analyse du laiton. La liqueur séparée de ce sulfure ne renferme plus que le sulfate de nickel et le sulfate de zinc; on y verse un excès d'hydrate de potasse qui après avoir décomposé ces deux sels redissout seulement l'oxide de zinc et laisse l'oxide de nickel. Ce dernier recueilli sur un filtre, lavé à l'eau bouillante, séché et calciné au rouge, donne le poids du nickel : quant à l'oxide de zinc dissous dans l'excès de potasse, on le sépare par le moyen que nous avons rapporté en décrivant l'analyse du laiton.

Alliages de cuivre et d'or. Lorsque ces alliages sont formés de petites quantités d'or combinées à une assez grande proportion de cuivre, il est possible de les analyser exacte-

ment par la voie humide, c'est à dire en les traitant par l'acide nitrique qui dissout tout le cuivre et laisse l'or insoluble. Mais il n'en est plus de même quand la proportion d'or domine, ce procédé fournirait des résultats incertains. il faut alors avoir recours à la coupellation de l'alliage après l'avoir uni à 2 ou 3 parties d'argent fin pour en faire ensuite le départ. (Voyez *Coupellation*, *Analyse des alliages d'or et de cuivre.*)

Alliages de cuivre et de platine. La platine en s'alliant au cuivre fait disparaître la couleur rouge de ce métal et produit des alliages ductiles ou aigres, jaunes ou blancs, suivant les proportions. Ces alliages peuvent être analysés en les mêlant à 2 ou 3 parties d'argent fin, les coupellant avec du plomb comme à l'ordinaire, et traitant à plusieurs reprises le bouton de retour par l'acide sulfurique concentré et bouillant qui dissout l'argent et laisse le platine. On peut encore déterminer le rapport de ces deux métaux en dissolvant leur alliage dans l'acide chloronitreux, évaporant la dissolution à siccité, redissolvant les deux chlorures dans l'alcool faible, et précipitant le bichlorure de platine par une solution concentrée d'hydrochlorate d'ammoniaque. Le bichlorure de cuivre reste en solution, et il est facile d'en précipiter le cuivre soit à l'état de carbonate, soit à l'état d'oxide.

Alliages d'étain. Plusieurs alliages d'étain sont employés dans les arts et dans l'économie domestique. Nous avons déjà fait connaître précédemment ceux qu'il forme avec l'antimoine, le bismuth et le cuivre ; nous nous occuperons ici de ceux qu'il produit avec le fer, le plomb et le zinc.

La présence de l'étain dans ces divers alliages est facile à constater par leur traitement avec l'acide nitrique qui sépare ce métal, toujours à l'état de deutoxide, sous forme de poudre blanche insoluble. Ce caractère pris isolément

pourrait cependant faire confondre ces alliages avec ceux qui contiennent de l'antimoine, mais on les en distingue par la propriété que possède la dissolution des alliages d'étain dans l'acide chloronitreux de se mêler entièrement à l'eau sans se décomposer, tandis que la dissolution des alliages d'antimoine dans cet acide mixte se trouble aussitôt, et laisse déposer de *l'oxichlorure d'antimoine* en poudre blanche.

Alliage d'étain et de fer. Quoique l'étain puisse s'allier en un grand nombre de proportions avec le fer et produise des alliages cassants, plus ou moins fusibles selon le rapport des deux métaux, nous ne parlerons ici que du *fer blanc* que l'on ne peut, à la vérité, considérer que comme un alliage très imparfait, formé de fer recouvert de plusieurs couches d'étain, dont les unes doivent lui être alliées, et les autres simplement superposées.

Les qualités du fer blanc dépendent généralement de celles de l'étain qui a servi à le préparer, et de la quantité qui est unie au fer; il importe de les déterminer dans le plus grand nombre des cas, et l'on ne peut y arriver qu'en s'aidant des moyens analytiques que fournit la chimie.

Deux moyens peuvent être employés dans ces sortes de recherches : le premier consiste à dissoudre un poids connu de fer blanc coupé en petits morceaux dans l'acide hydrochlorique, et à précipiter la dissolution étendue d'eau par une lame de zinc; l'étain seul est précipité et le fer reste en dissolution; le poids du premier fait connaître celui du second. Le deuxième procédé consiste à dissoudre le fer blanc dans l'acide chloronitreux, et à évaporer la dissolution pour chasser l'excès d'acide, le résidu redissous dans l'eau est précipité par un excès de potasse à l'alcool qui s'empare du deutoxide d'étain et laisse le peroxide de fer qu'on lave sur un filtre et qu'on dessèche ensuite. Quant au deutoxide d'étain on le sépare en saturant exactement

la liqueur alcaline par de l'acide nitrique ; ou bien après avoir sursaturé celle-ci par un excès d'acide hydrochlorique, on y plonge une lame de zinc pour précipiter l'étain à l'état métallique.

La présence du plomb dans l'étain ayant servi à la confection du fer blanc, peut être constatée par le procédé usité pour séparer l'étain du plomb, c'est à dire par l'action de l'acide nitrique.

Alliages d'étain et de plomb. L'étain et le plomb s'allient en toute proportion par la simple fusion ; ils forment ces divers alliages qui sont si employés dans les arts soit par les potiers d'étain, soit pour la confection des tuyaux d'orgue, des jouets d'enfants, et comme soudure des tuyaux de plomb.

La proportion respective de chaque métal peut être déterminée rigoureusement par le procédé suivant : on prend une certaine quantité d'alliage coupé en petits morceaux avec une cisaille, on l'introduit dans un petit ballon avec 6 à 7 fois sous poids d'acide nitrique pur à 30°, et l'on fait chauffer peu à peu. L'acide nitrique en agissant sur cet alliage convertit l'étain en deutoxide blanc insoluble, et en protonitrate de plomb soluble. On évapore la liqueur jusqu'a siccité pour vaporiser l'excès d'acide et on traite ce résidu par l'eau bouillante pour redissoudre le nitrate de plomb, et séparer le deutoxide d'étain qu'on lave sur un filtre, qu'on déssèche ensuite, pour le péser après calcination jusqu'au rouge. La quantité de cet oxide permet de calculer celle de l'étain métallique.

Pour obtenir le plomb on réunit à la solution aqueuse toutes les eaux du lavage, et on y ajoute un excès de solution concentrée de sulfate de soude qui décomposant le nitrate de plomb produit du sulfate de plomb insoluble, qu'on recueille à part. Ce dernier sel lavé, séché et pésé fait connaître le poids du plomb métallique. Enfin si

d'autres métaux dissolubles dans l'acide nitrique étaient mêlés à ces deux métaux, ils se trouveraient dans la liqueur d'où le sulfate de plomb a été précipité, et on pourrait en constater la présence par les réactifs.

Alliages d'étain et de zinc. L'étain combiné au zinc dans certaines proportions acquiert de la dureté et de la tenacité. Tous ces alliages sont blancs, quelques uns sont assez tenaces pour résister aussi bien au frottement que le laiton.

On peut facilement analyser ces alliages en les traitant par l'acide nitrique, qui dissout le zinc et transforme l'étain en deutoxide insoluble, facile à recueillir. La dissolution de zinc précipitée par un carbonate soluble donne du carbonate de zinc qui lavé, séché et calciné au rouge, laisse de l'oxide de zinc pur. Dans le cas où la dissolution de zinc renfermerait du peroxide de fer, il faudrait le séparer alors au moyen de l'ammoniaque en excès qui retiendrait l'oxide de zinc.

Alliages de fer. Quoique le fer s'allie avec la plupart des autres métaux, il n'y en a qu'un petit nombre qui soient employés dans les arts; et dans cette catégorie nous comprenons les composés que l'acier peut aussi produire. Les alliages du fer et de l'acier sont faciles à reconnaître par leur propriété magnétique, leur dissolution dans les acides sulfurique, hydrochlorique ou nitrique qui produisent un précipité verdâtre ou jaunâtre avec les alcalis suivant l'état d'oxidation du métal, à la couleur noire que développe immédiatement ou au bout de quelque temps, dans leur dissolution neutralisée, l'infusion de noix de galles, et enfin au précipité bleu pâle ou foncé que la solution de cyanure de fer et de potassium y occasionne.

D'après les expériences de MM. Faraday et Stodart, ainsi que celles de M. Berthier, l'argent, le nickel, le chrôme, le platine, le rhodium et l'iridium alliés en

petite quantité à l'acier fondu augmentent ses qualités, en le rendant plus dur, susceptible de recevoir un beau poli et de se damasser par l'action des acides.

En variant les proportions de platine on peut obtenir un alliage blanc qui par le beau poli qu'il prend et son inaltérabilité à l'air, devient très propre à la confection de miroirs métalliques.

Alliages de mercure. (Voyez *Amalgames.*)

Alliages de nickel. Un seul de ces alliages est aujourd'hui employé, c'est celui qu'on désigne sous le nom de *packfong, toutenague* ou *argentan*, et dont nous avons parlé à l'article des alliages de cuivre. (Voyez *Alliage de cuivre, de nickel et de zinc.*)

Alliages d'or. Parmi les combinaisons que l'or forme avec les métaux usuels, il n'y a que ceux résultant de son union avec l'argent et le cuivre qui présentent quelque importance dans les arts.

Le premier de ces alliages est employé par les bijoutiers; on en fait usage comme soudure des bijoux d'or. L'alliage désigné dans le commerce sous le nom d'*or vert*, en raison de sa couleur jaune verdâtre, entre dans la composition de quelques bijoux de fantaisie, il contient 3 parties d'or contre une partie d'argent. Le second alliage formé d'or et de cuivre dans différentes proportions constitue soit la base des monnaies d'or, soit celle des bijoux. En France les monnaies d'or sont au titre de 900/1000; les bijoux d'or y ont trois titres différents, savoir 750, 840 et 920 millièmes d'or.

Les bijoux au titre le plus bas sont exposés à se ternir à l'air par les émanations du corps, à cause de la proportion de cuivre qu'ils renferment. On les nettoie en les frottant avec une brosse douce imprégnée d'eau de savon, puis après les avoir essuyés, on les passe dans de l'ammoniaque

étendue d'eau pour dissoudre la couche d'oxide de cuivre qui s'est formée à la surface.

L'analyse des alliages d'or et d'argent ne peut être effectuée que par les opérations que nous avons décrites à l'article *Coupellation de l'or.* (*Voyez* ces derniers mots); ou par la voie humide en dissolvant l'alliage par l'acide nitrique si l'argent prédomine; dans le cas contraire l'alliage ne peut être attaqué entièrement que par l'acide chloronitreux (eau régale), qui transforme l'or et l'argent en deux chlorures dont le premier est soluble et l'autre insoluble. Cette opération par la voie humide est nommée *départ inverse*, parce qu'en effet elle est contraire au résultat qu'on obtient dans le *départ* de l'or par l'acide nitrique ou par l'acide sulfurique; l'argent est dissous dans cette opération, tandis que dans la première c'est l'or qui se trouve en dissolution.

Alliages d'or et de cuivre. Le cuivre en s'alliant à l'or n'en change pas la couleur, mais en diminue la densité et en augmente la dureté. Ces alliages qui forment *l'or monnayé* et *ouvragé*, doivent être analysés par la coupellation. (*Voyez* ce mot.) Mais cette opération qui demande nécessairement une prise d'essai au moins d'un gramme ne peut être pratiquée sur les petits objets fabriqués en alliage d'or et de cuivre.

Pour essayer et déterminer le titre des bijoux d'or, on a recours à une opération particulière désignée sous le nom d'*opération du touchau.*

Ces essais au touchau ont été établis pour les objets d'or dont la légèreté et la délicatesse ne permettent pas d'en prendre, sans les altérer, des quantités suffisantes pour l'essai au fourneau de coupellation.

L'opération du touchau consiste à frotter l'or qu'on veut essayer sur une espèce de trappe noir et poli (vulgairement désigné sous le nom de pierre de touche), et à y former

une touche pleine d'environ deux ou trois millimètres de large, et de quatre de long; on compare cette trace formée par l'or qu'on essaie avec les traces de différents alliages d'or et de cuivre dont les titres sont parfaitement connus, la couleur de la trace de ces alliages qui se rapproche le plus de celle de l'or qu'on examine est un indice approximatif de son titre, enfin on étend doucement et également sur la trace d'or, soit avec un tube de verre, soit avec un bout de plume, une goutte d'un mélange de 98 parties d'acide nitrique pur à 1,340 de densité, de 2 parties d'acide hydroclorique de 1,173 de densité et 25 parties d'eau distillée.

Si, au bout de 7 à 8 minutes, la touche a conservé sa couleur et son brillant, c'est une preuve que l'objet est au titre ordonné par la loi, mais lorsque la trace prend une couleur brune de cuivre brûlé, et qu'en essuyant légèrement la pierre il reste beaucoup moins de matière, on peut être certain que l'objet est au-dessous du titre 750, et par conséquent mauvais.

Vauquelin, dans son *Manuel de l'essayeur*, auquel nous avons emprunté une partie de cet article, assure, par des essais nombreux qu'il a faits, que l'acide nitrique pur n'a nulle action sur certains alliages d'or et de cuivre, et que plus le titre de l'or est élevé, et plus la liqueur acide pour le touchau doit contenir d'acide hydrochlorique; la meilleure proportion pour cette opération est celle que nous avons indiquée ci-dessus.

La qualité de l'alliage ayant été déterminée par l'opération du touchau, on marque d'un contrôle les bijoux qui en sont formés, afin que l'acheteur ne puisse être trompé sur leur véritable titre.

Alliages d'or et de platine. L'or s'unit aisément au platine à une douce chaleur, c'est en raison de cette affinité qu'on emploie l'or pour boucher les gerçures qui se font

dans les vases de platine. Allié à une petite quantité de platine il perd sa couleur jaune, devient blanc, cassant et très réfractaire. Quoiqu'aucun de ces alliages ne soit employé, on a cependant cherché quelquefois à falsifier les monnaies d'or ou les bijoux par le platine, mais cette fraude qui ne permet pas d'introduire dans l'or beaucoup de platine, sans détruire sa couleur, est toujours facile à distinguer dans le cours des opérations qu'on lui fait subir. Ainsi par la coupellation le bouton de retour ne présente pas le phénomène de l'éclair, il est gris, aplati et cristallisé. Lorsqu'on le traite par l'acide nitrique pour dissoudre l'argent qu'on lui a ajouté, il laisse déposer du platine en poudre noire, et la dissolution d'argent qu'on obtient est colorée en jaune paille par une petite quantité de platine.

L'analyse des alliages d'or et de platine peut se faire par la voix sèche et par la voie humide. Dans le premier cas on coupelle l'alliage avec 2 à 3 fois son poids d'argent fin, et on départit par l'acide nitrique; si la proportion de platine est petite elle est dissoute avec l'argent par cet acide.

L'analyse par la voie humide se pratique en dissolvant l'alliage dans l'acide chloronitreux, évaporant la dissolution jusqu'à siccité et redissolvant dans l'eau distillée les deux chlorures d'or et de platine qui forment le résidu. Le protosulfate de fer ajouté à cette dissolution réduit le deutochlorure d'or et en précipite le métal sous forme de poudre brune qu'on lave à l'eau d'abord et ensuite à l'acide hydrochlorique faible. Cette poudre calcinée au rouge prend l'aspect de l'or mat. Quant au platine qui reste en dissolution on peut le précipiter, soit par une lame de zinc distillé, soit en concentrant cette dissolution et y ajoutant une solution d'hydrochlorate d'ammoniaque qui s'unit au deutochlorure de platine et forme avec lui un composé très peu soluble dans l'eau froide.

Alliages de plomb. Le plomb forme avec plusieurs mé-

taux des alliages assez importants par leur usage; nous avons signalé ceux qu'il produit avec l'*antimoine*, le *bismuth* et l'*étain*, en parlant des alliages de ces derniers. La présence du plomb dans ces composés est facile à constater par la propriété dont il jouit de se dissoudre dans l'acide nitrique faible et de former une dissolution d'où l'on précipite facilement le plomb à l'état de sulfate insoluble en y versant une solution de sulfate de potasse ou de soude; et c'est toujours à cet état de sulfate de plomb que dans les recherches analytiques le plomb est dosé.

Alliages de zinc. Les seuls alliages qui soient employés dans les arts sont ceux que ce métal forme avec l'étain et le plomb ainsi qu'avec le cuivre, dont nous avons déjà parlé plus haut.

Le zinc en s'unissant à l'étain donne un alliage peu ductile, mais dur et sonore; combiné en certaines proportions au plomb il en augmente la dureté et le rend plus apte à recevoir le poli.

La présence du zinc est constatée dans ces alliages en les traitant par l'acide nitrique qui transforme ce métal en nitrate de zinc soluble; mais pour le démontrer il est nécessaire, si le plomb fait partie de l'alliage, de le précipiter d'abord par le sulfate de soude, et d'essayer ensuite la dissolution par les solutions de potasse et d'ammoniaque qui y produiront des précipités blancs, solubles dans un excès de ces alcalis.

ALUMINE. Nom donné par les anciens chimistes à la base de l'alun qu'ils regardaient alors comme une terre, mais que les expériences des chimistes modernes ont démontré être l'oxide d'un métal particulier qu'ils ont appelé *aluminium*.

L'alumine est une des substances les plus abondamment répandues sur le globe. On la trouve quelquefois à l'état de pureté, mais le plus souvent combinée à certains acides

comme dans les argiles, les feldspaths, le mica et un très grand nombre d'autres minéraux.

Propriétés. A l'état de pureté l'alumine se présente à l'état de poudre blanche légère. Elle n'a ni saveur, ni odeur, mais happe à la langue, et y adhère en en absorbant l'humidité. Sa densité est de 2,000. Elle est infusible au feu ordinaire.

Composition. Cet oxide est formé de :

Aluminium..........	53,3 ou	2 atomes.
Oxigène............	46,7	3 atomes.
	100,0	

Sa formule = $AL^2 O^3$ ou $\dddot{Al}$.

Caractères distinctifs. Au feu du chalumeau l'alumine ne change pas d'aspect, elle fond seulement avec le borax, et se transforme en un verre diaphane; mouillée avec la solution de nitrate de cobalt, elle donne, au moyen d'une insufflation énergique, une belle couleur bleue.

Sa solubilité dans la potasse caustique, la propriété qu'elle a de donner de l'alun qui cristallise facilement lorsqu'on la combine à l'acide sulfurique et à la potasse, peuvent encore servir à la distinguer des autres oxides métalliques.

ALUMINIUM. Radical métallique de l'alumine qui a été isolé pour la première fois en 1828, par M. Wohler.

ALUN. Nom technique sous lequel on désigne vulgairement le sulfate double d'alumine et de potasse, ou le sulfate d'alumine et d'ammoniaque. (Voyez *Sulfates.*)

AMALGAMES. On désigne sous ce nom particulier les composés que le mercure produit avec les autres métaux. Ils sont tantôt liquides et tantôt solides : liquides lorsque le mercure est prédominant, solides lorsqu'il est en moins

grande quantité que le métal auquel il est uni. Ils sont tous blancs, brillants et susceptibles de cristalliser.

Exposés à l'air ceux formés par des métaux oxidables s'altèrent plus ou moins promptement; le calorique les décompose tous en en volatilisant le mercure, ce qui permet non seulement de reconnaître la présence de ce métal dans les alliages, mais encore d'en estimer la quantité en chauffant l'amalgame dans une petite cornue de verre lutée.

L'acide nitrique agit à l'aide d'une douce chaleur sur tous les amalgames, il dissout toujours le mercure quelquefois avec les métaux qui lui sont unis, d'autres fois en les oxidant seulement et les séparant à l'état d'oxides, enfin à l'égard de ceux qui sont inaltérables par cet acide il y a élimination de ceux-ci par suite de la dissolution du mercure dans l'acide nitrique qui passe à l'état de protonitrate ou de deutonitrate acide.

Amalgame d'argent. Cette combinaison employée dans les arts pour argenter le cuivre, le laiton et le bronze, a beaucoup de tendance à cristalliser quand elle est formée de 2 parties de mercure et de 1 partie d'argent; une plus grande quantité de mercure la rend molle et très fusible. Cet amalgame n'éprouve pas d'altération dans son contact avec l'air; il se décompose par la chaleur en fournissant du mercure qui se volatilise et de l'argent fixe qui reste en une masse d'un blanc mat. Son analyse est par conséquent facile à faire. L'amalgame qui sert à argenter le cuivre est formé de 1 partie d'argent et de 8 parties de mercure.

Amalgame de bismuth. Le mercure forme avec le bismuth une combinaison en partie liquide et en partie cristallisée, qui devient complètement fusible à une température peu élevée. Cet amalgame liquéfié et chaud jouit de la propriété de s'attacher en refroidissant au verre avec lequel on le met en contact, ce qui permet de l'employer pour étamer intérieurement des ballons ou des bouteilles de verre : il se

prépare directement comme tous les autres amalgames, en ajoutant à 1 partie de bismuth fondu 4 parties de mercure échauffé à environ 300°.

AMALGAME D'ÉTAIN. Ce composé formé de 3 parties de mercure de 1 partie d'étain est mou, brillant; il cristallise facilement en cristaux cubiques : à parties égales il est très solide. C'est cet amalgame qui sert à étamer les glaces. Les miroitiers tirent parti de celui qu'ils détachent des vieilles glaces et qu'on désigne sous le nom de grattures. En les distillant dans une marmite de fer surmontée d'un couvercle en tôle, et communiquant avec un tube qui se rend dans un vase rempli d'eau, ils savent en retirer le mercure et obtenir l'étain.

AMALGAME D'OR. Le mercure a une si grande affinité pour l'or qu'il se combine facilement avec lui et produit un amalgame blanc, mou, brillant, qui peut cristalliser lorsqu'il est avec excès de mercure. Saturé d'or cet amalgame est solide et assez dur, il se ramollit quand on le fait chauffer légèrement, mais une plus forte chaleur le décompose et l'or reste pur. Il se prépare comme l'amalgame d'argent. On s'en sert ordinairement pour dorer le cuivre, le laiton et même l'argent.

L'analyse de cet amalgame peut être faite par la chaleur, ou par l'acide nitrique qui dissout le mercure, et laisse l'or sous forme de poudre brunâtre.

AMIDON. Principe immédiat, organique, qu'on rencontre dans un grand nombre de végétaux. On désigne vulgairement encore sous le nom de *fécule* ce principe lorsqu'il a été extrait des pommes de terre.

L'amidon existe dans toutes les graines des différentes espèces de céréales et celles des autres graminées; dans beaucoup de racines alimentaires et dans la tige de plusieurs plantes monocotylédones, etc. Ce principe étant libre dans les différentes parties des végétaux qui le contiennent, et

déposé dans les cavités du tissu cellulaire des plantes, on l'obtient le plus souvent par des opérations mécaniques.

Propriétés. L'amidon (ou *fécule amylacée*), quelle que soit la plante d'où on l'a retiré, se présente toujours sous forme de petits grains blancs, brillants, de différente grosseur, et sans aucune texture cristalline. D'après les intéressantes recherches microscopiques de M. Raspail, chaque grain d'amidon est formé d'une espèce d'enveloppe tégumentaire, close de toutes parts et contenant une matière transparente d'aspect gommeux, soluble dans l'eau froide, qui a été nommée dans ces derniers temps *amidine* par quelques chimistes et *amidone* par d'autres. La partie tégumentaire qu'on a désignée sous le nom *d'amidin*, est insoluble dans l'eau froide, et paraît être une modification de la première substance, d'après M. Payen. La forme et le diamètre des grains d'amidon des diverses plantes sont très variables; en général ils sont plus ou moins sphériques, quelques uns sont très réguliers, d'autres plus ou moins comprimés et aplatis sur divers points de leur surface.

Leur diamètre varie de $0^{mm},005$ à $0^{mm},020$.

Leur densité est peu variable d'une espèce d'amidon à une autre espèce : elle est, terme moyen, de 1,550.

Considéré d'une manière générale, l'amidon est insoluble dans l'eau froide et dans l'alcool; dans l'eau bouillante il se gonfle et se résout en un liquide épais, demi transparent et mucilagineux connu sous le nom d'empois. Tant que l'enveloppe extérieure est intacte, l'amidon n'est pas attaqué par l'eau froide; mais lorsqu'on le broie à sec dans un mortier, cette enveloppe se trouve peu à peu brisée et alors la substance interne de l'amidon est susceptible de se dissoudre dans l'eau froide et de former une solution qui devient d'un beau bleu d'indigo par la teinture d'iode.

La solution d'amidon faite dans l'eau bouillante et refroidie, présente le même caractère, mais si l'on vient à

chauffer la liqueur colorée jusqu'à + 89 à + 90, elle se décolore peu à peu et devient tout à la fois incolore à cette température, mais en refroidissant elle reprend peu à peu sa couleur primitive. Ce produit coloré que nous avons étudié et désigné sous le nom *d'iodure d'amidine* présente entre autres propriétés d'être décomposé par le chlore, le brôme, le phosphore, le zinc, le fer, les acides phosphoreux, les sulfures, les solutions alcalines et la solution de bichlorure de mercure.

Composition. L'amidon, d'après les analyses de MM. Gay-Lussac, Thénard et Berzelius est formé de :

Oxigène........	49,076	ou 6 atomes.
Carbone........	44,250	7 atomes.
Hydrogène	6,674	13 atomes.
	100,000	

Sa formule = $O^6\ C^7\ H^{13}$.

Caractères distinctifs. On peut facilement les établir, d'après ce que nous avons rapporté en parlant de ses principales propriétés physiques et chimiques. Quant aux moyens de distinguer une espèce d'amidon d'une autre, il n'est pas possible d'arriver à cette détermination, si ce n'est entre la fécule de pomme de terre et les autres fécules en raison de la grosseur et de la forme de ses grains; toutefois le volume et la forme des grains d'amidon extrait de la même plante sont assez variables entre eux pour qu'il soit facile d'être souvent induit en erreur. D'après M. Raspail les plus grandes dimensions des grains des diverses fécules amylacées sont : de 1/8 pour la pomme de terre; 1/14 pour l'avoine; 1/20 pour le froment et le seigle; 1/40 pour l'orge et le maïs; 1/100 pour l'iris et 1/400 pour le millet.

Usages. Indépendamment des applications étendues de l'amidon dans l'économie et plusieurs branches de l'indus-

tric, ce principe est employé par les chimistes comme un réactif très sensible pour démontrer la présence de l'iode, à l'état de liberté; à cet effet on fait usage d'une solution d'amidon préparée dans l'eau bouillante, il se produit aussitôt une couleur bleue et un précipité de la même couleur plus ou moins intense, et suivant la proportion d'iode libre qui se trouve dissoute dans le liquide qu'on examine. Stromeyer a annoncé qu'on pouvait reconnaître par ce moyen 1/400,000 d'iode libre, en solution; mais les essais que nous avons faits ne nous ont jamais permis de reconnaître cette petite fraction, mais seulement 1/200,000 comme le prouve le résumé suivant que nous avons publié en 1832 dans le *Journal de chimie médicale*.

QUANTITÉS D'IODE EN SOLUTION DANS L'EAU.	COULEUR DE LA SOLUTION.	EFFET PRODUIT PAR LA SOLUTION D'AMIDON.
1/25000	Teinte ambrée pâle.	Coloration en beau bleu d'indigo avec précipité.
1/50000	Jaune pelure d'ognon clair.	Coloration en bleu d'indigo moins foncé et précipité de la même couleur.
1/100000	Presque incolore.	Coloration en bleu de ciel foncé avec un léger précipité.
1/200000	Incolore.	Pas de coloration sur le champ, se colore et précipite en bleu pâle au bout de 5 à 6 minutes.
1/400000	Incolore.	Pas de coloration; précipité incolore d'amidon hydraté.

Les expériences rapportées dans ce tableau, répétées deux fois ont offert les mêmes résultats.

La présence de l'iode dans les composés qu'il forme soit avec l'oxigène et l'hydrogène, soit avec les métaux, peut aussi être constatée par la solution d'amidon, sous la réserve de le dégager des combinaisons qu'il produit avec ces corps. Ainsi pour l'acide iodique et les iodates, il faut employer concurremment avec la solution d'amidon, une solution faible d'acide sulfureux, et pour l'acide hydriodique et les iodures, une solution faible de chlore ou de brôme, et ne pas mettre ces derniers en excès qui détruiraient promptement l'iodure d'amidine qui se serait formé.

Du papier blanc collé avec une solution concentrée d'amidon peut servir avec avantage de réactif dans les circonstances que nous avons relatées ci dessus. La manière d'en faire usage est fort simple; on place sur le papier collé à l'amidon une petite quantité du liquide à examiner, et on y porte à l'aide d'un tube de verre une goutte de solution d'acide sulfureux ou de chlore suivant l'état dans lequel on suppose que l'iode existe dans la liqueur : en moins de quelques secondes le papier prend une teinte bleue plus ou moins foncée dans la partie qui a été humectée.

AMMONIAQUE. On désigne sous ce nom un composé d'hydrogène et d'azote à proportions définies qui forme la base du sel connu depuis longtemps sous le nom de *sel ammoniac*; cette dernière dénomination est tirée du mot *Ammonie*, province d'Afrique où l'on prépara d'abord ce sel.

L'ammoniaque encore appelée *azoture d'hydrogène*, ou *hydrogène azoté* dans la nouvelle nomenclature chimique, est vulgairement désignée sous le nom *d'alcali volatil, alcali fluor* en raison de ses propriétés.

Ce composé se rencontre tout formé dans le règne minéral à l'état de combinaison saline; il se forme aussi dans

le règne organique dans la plupart des réactions élémentaires de certains principes immédiats azotés, soit naturels, soit artificiels.

L'ammoniaque dégagée de ses diverses combinaisons salines, se présente à l'état gazeux à la température et à la pression ordinaires.

Propriétés. Gaz incolore, d'une odeur vive et suffocante qui excite le larmoiement; sa densité est de 0,5912. Il est impropre à la combustion, mais avant d'éteindre les bougies allumées il en agrandit la flamme qu'il rend jaunâtre en se décomposant et brûlant partiellement. Le gaz ammoniac réagit sur les couleurs végétales à la manière des alcalis fixes; il verdit le sirop de violettes et ramène au bleu la teinture et le papier de tournesol rougis par les acides.

L'eau l'absorbe rapidement et entièrement s'il est pur, et la solution présente l'odeur et les propriétés alcalines du gaz lui-même; les gaz acides se combinent instantanément au gaz ammoniac en produisant des composés solides blancs qui paraissent d'abord sous forme de vapeurs blanches épaisses, le chlore le décompose subitement avec lumière, dégagement d'azote et formation de vapeurs blanches d'hydrochlorate d'ammoniaque.

Composition. Le gaz ammoniac est formé de 1 volume d'azote et de 3 volumes d'hydrogène ou :

Azote	82,53	ou 1 atome.
Hydrogène...	17,47	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Az^1 H^3$.

Ammoniaque liquide. On donne ordinairement ce nom à la solution aqueuse d'ammoniaque préparée en saturant l'eau distillée de gaz ammoniaque. Cette solution, dans son plus grand état de concentration en contient au moins le tiers de son poids; elle est incolore, d'une odeur vive et péné-

trante semblable à celle du gaz lui-même, d'une saveur forte et caustique. Sa densité est de 0,8750.

Cette solution d'ammoniaque agit sur les couleurs de la violette et du tournesol rougi par les acides à l'instar des alcalis; elle se congèle à — 40; chauffée à + 35° elle abandonne peu à peu tout le gaz qu'elle tient en solution.

Les quantités de gaz ammoniaque et d'eau contenues dans cette solution peuvent approximativement, d'après les expériences de sir H. Davy, être déduites de sa densité comme l'indique le tableau suivant.

DENSITÉ à + 10.	DEGRÉS AU PÈSE LIQUEUR de Baumé.	PROPORTION DE GAZ AMMONIAQUE sur 100 parties	PROPORTION D'EAU sur 100 parties
0,8750	30,6	32,50	67,50
0,8875	28,2	29,25	70,75
0,9000	26	26	74,00
0,9054	25	25,37	74,63
0,9166	23	22,07	77,93
0,9250	22	20,26	79,74
0,9255	21,6	19,54	80,46
0,9326	20,4	17,52	82,48
0.9385	19,4	15,88	84,12
0,9476	18	13,46	86,54
0,9513	17,5	12,40	87,60
0,9545	17	11,56	88,14
0,9573	16,5	10,82	89,18
0,9597	16,2	10,17	89,83
0,9619	16	9,60	90,40

On peut, à l'aide de ce tableau déterminer la quantité réelle de gaz ammoniaque contenue dans un poids ou dans un volume quelconque d'ammoniaque liquide, marquant un degré connu au pèse-liqueur : en effet, il suffit de mul-

tiplier le volume d'ammoniaque liquide par sa densité, et le produit qu'on obtiendra, multiplié à son tour par la proportion de gaz ammoniaque exprimée en millièmes, donnera la quantité absolue de ce gaz contenue dans sa solution : exemple, supposons que l'on ait 10 litres d'ammoniaque liquide à 22°. La densité de cette solution à 22° étant de 0,9250, on aura en poids $10 \times 0{,}9250 = 9$ kilog. 250 gr., qui contiendront $9^{kil},250 \times 0{,}2026 = 1^{kil},869$ de gaz ammoniaque.

On arrive au même résultat en saturant exactement une portion d'ammoniaque liquide par l'acide hydrochlorique faible, évaporant à siccité la solution dans une capsule tarée, et pesant l'hydrochlorate d'ammoniaque sec qu'on a formé; la proportion de ce dernier permet de calculer la quantité d'ammoniaque qui était en solution dans l'eau. En se servant d'une solution titrée d'acide hydrochlorique faible dont on estimerait la proportion nécessaire à la saturation de l'ammoniaque qu'on essaye, on se dispenserait d'évaporer, et le calcul seul achèverait de résoudre le problème.

Caractères distinctifs de l'ammoniaque liquide pure. 1° L'ammoniaque liquide pure, indépendamment des propriétés physiques que nous avons rapportées plus haut, lorsqu'elle a été préparée avec de l'eau distillée et du gaz ammoniaque pur, ne doit être ni troublée ni précipitée par les solutions de chaux et de barite.

2° Saturée par l'acide nitrique faible, elle ne doit pas avoir d'action sur les solutions de nitrate d'argent et de proto-nitrate de mercure, ce qui dénote l'absence de l'acide hydrochlorique dans ce produit.

3° La solution d'acide hydrosulfurique versée en excès ne doit y apporter aucune coloration, ce qui arriverait si elle tenait en dissolution quelques oxides métalliques.

4° Enfin, la pureté de l'ammoniaque liquide pouvant être altérée par une petite quantité d'huile empyreumatique provenant quelquefois du sel ammoniac mal purifié qui a servi à sa préparation, on s'assurerait de la présence de cette huile par deux moyens simples : 1° en laissant évaporer à l'air une portion de la solution d'ammoniaque, ou en en mettant une petite couche dans le creux de la main, tout le gaz ammoniaque se dégage peu à peu et il reste un résidu liquide qui renferme la matière huileuse que l'odorat fait très bien reconnaître; 2° le second moyen consiste à y ajouter goutte à goutte de l'acide sulfurique à 66° jusqu'à ce qu'il y en ait un grand excès, alors la matière huileuse ou toute autre matière organique en solution dans l'ammoniaque liquide étant carbonnée, la liqueur devient plus ou moins brunâtre.

Usages. La solution aqueuse d'ammoniaque est très employée dans les laboratoires, et surtout dans les recherches analytiques, soit pour précipiter certains oxides métalliques de leurs dissolutions, soit pour les redissoudre et les séparer des oxides qui y sont insolubles. Son action sur les sels métalliques est très différente; elle est nulle sur les sels de *potasse*, de *soude*, de *chaux*, de *barite* et de *strontiane*, quant aux autres sels, ou ils sont entièrement décomposés, ou en partie seulement, et à l'égard de quelques uns les oxides sont redissous par un excès de cet alcali. Ainsi les sels à *base d'alumine* sont tous décomposés par l'ammoniaque qui en sépare l'alumine à l'état d'hydrate sous forme d'une gelée demi-transparente.

Les sels neutres de *magnésie* et de *protoxide de manganèse* sont en partie décomposés et transformés en sels doubles, tandis que l'autre partie de leur oxide est précipitée.

Les sels de *peroxide de fer*, de *bismuth*, de *plomb*,

d'*antimoine*, sont décomposés avec séparation complète de leur oxide.

Les sels de *zinc*, de *cuivre*, de *nickel*, donnent avec l'ammoniaque employée en petite quantité des sels doubles, et des précipités très solubles dans un excès d'ammoniaque avec coloration ou sans coloration.

Les sels de *protoxide de mercure* fournissent un précipité de protoxide de ce métal et les sels de deutoxide un sous sel double, blanc insoluble.

Les sels d'*argent* ne sont point précipités par cet alcali, mais ils se transforment en sels doubles très solubles.

L'action dissolvante de l'ammoniaque permet dans les analyses minérales de séparer quelques oxides les uns des autres, mais cette propriété peut être aussi appliquée à la séparation de quelques composés binaires métalliques. C'est ainsi que les chlorure et brômure d'argent étant solubles dans cet alcali, il est facile de les séparer des iodures, sulfures métalliques, avec lesquels ils pourraient être mélangés et de les obtenir ensuite en saturant l'ammoniaque par l'acide nitrique ou sulfurique.

On emploie également la solution d'ammoniaque pour précipiter de leurs sels la plupart des alcaloïdes organiques.

AMMONIURES. Cette dénomination est particulièrement donnée aux combinaisons solides que l'ammoniaque est susceptible de former avec quelques oxides métalliques. Une seule de ces combinaisons est employée, c'est l'ammoniure de deutoxide de cuivre.

AMMONIURE DE DEUTOXIDE DE CUIVRE. Cet ammoniure que l'on prépare en pharmacie en faisant réagir un excès d'ammoniaque sur une solution faible de deutosulfate de cuivre, ne s'emploie qu'en solution dans l'eau et à l'extérieur comme un léger escarrotique dans le traitement de quelques ophthalmies.

La solution de cet ammoniure est d'un beau bleu ciel foncé ; elle a une légère odeur d'ammoniaque, une saveur âcre, piquante et un peu styptique. Le nitrate de barite produit dans cette solution un précipité blanc, insoluble dans les acides, indiquant la présence de l'acide sulfurique qui préexistait en combinaison avec le deutoxide de cuivre : sursaturé par l'acide nitrique sa couleur bleue s'affaiblit et alors l'acide hydrosulfurique, la solution de cyanure de fer et de potassium et une lame de fer décapée y démontrent manifestement la présence du deutoxide de cuivre.

ANALYSE. En chimie, on donne ce nom à *l'opération qui a pour but de séparer les corps combinés entre eux*, et d'en *déterminer la nature et la quantité.*

L'analyse prend différents noms suivant ce qu'on se propose d'effectuer : ainsi elle porte le nom *d'analyse qualitative* lorsqu'on cherche à reconnaître seulement la nature des principes simples ou composés qui constituent une substance ; on la désigne sous le nom *d'analyse quantitative* quand on a pour but de déterminer dans quels rapports les principes constituants d'un corps sont unis. La première de ces opérations doit toujours précéder la seconde et servir de base, en quelque sorte, au plan qu'on doit suivre dans toute recherche analytique.

Considérée dans ses rapports avec les substances tirées du règne minéral ou du règne organique, elle est encore désignée sous les noms *d'analyse inorganique* ou *minérale*, et *d'analyse organique.*

L'analyse minérale ou inorganique s'exécute par des moyens extrêmement variés, elle repose en général sur des actions chimiques déterminées par des affinités différentes que les corps ont les uns pour les autres, et que l'on peut faire varier suivant une foule de circonstances. Cette opération pratiquée sur les corps inorganiques qui fait connaître exactement la nature et la quantité des éléments de

ces corps peut presque toujours être contrôlée par la synthèse, opération qui, contrairement à l'analyse, a pour but de recomposer les corps qui ont été décomposés.

L'analyse organique peut être envisagée sous deux points de vue différents. Si son but est de séparer des composés organiques d'autres composés moins compliqués, on la nomme *analyse immédiate*; si au contraire on recherche la proportion des éléments simples contenue dans ces composés, on la désigne sous le nom d'analyse *médiate* ou *élémentaire*.

L'analyse immédiate se pratique en traitant les substances organiques d'une composition complexe par des agents liquides incapables de les altérer : tels sont l'eau distillée à diverses températures, l'alcool, l'éther sulfurique, les acides minéraux affaiblis, les solutions alcalines étendues qui en vertu de leur action dissolvante tendent à opérer la séparation des divers principes immédiats qui sont ou combinés ou mélangés.

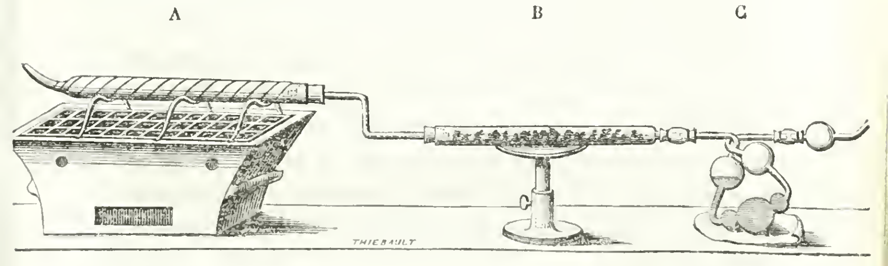
L'analyse élémentaire des matières organiques telle qu'on l'exécute aujourd'hui, consiste à brûler la substance, au moyen du deutoxide de cuivre anhydre, de manière à réduire son carbone en gaz acide carbonique et son hydrogène en eau pour évaluer ensuite ces éléments par ces deux composés qui se sont formés. Quant à l'azote qui fait partie constituante de quelques substances organiques, on le recueille à l'état de gaz mélangé avec l'acide carbonique; l'oxigène que ces substances peuvent renfermer est déduit de l'excès de poids de celles-ci sur la somme du carbone, de l'hydrogène et de l'azote.

Le procédé le plus généralement employé pour analyser une substance organique fixe par l'oxide de cuivre consiste à la mêler lorsqu'elle a été bien desséchée avec 20 à 25 fois son poids de bioxide de cuivre pur et de chauffer

au rouge obscur ce mélange dans un tube de verre étroit pour en opérer la combustion complète.

L'appareil dont on se sert à cet effet est formé d'un tube de verre vert, de 10 à 12 millimètres de diamètre sur 40 à 50 centimètres de longueur; ce tube est bouché à une de ses extrémités et tiré en pointe qu'on tient fermée. On met au fond de ce tube une couche d'oxide de cuivre bien sec dans une longueur de 3 à 4 centimètres, puis on y porte le mélange qu'on recouvre d'une quantité d'oxide de cuivre pur pour remplir le tube à 2 centimètres près, si la matière à analyser ne renferme pas d'azote, dans le cas contraire, on met par dessus le mélange 16 ou 20 centimètres d'oxide, puis 10 centimètres de cuivre plané en petits morceaux.

On dispose ce tube sur une grille en fil de fer munie de plusieurs arceaux en fil de fer fort qui le supportent, cette grille est elle-même placée sur un fourneau long comme le représente la figure.



Le tube à combustion étant préparé et revêtu d'une enveloppe de clinquant ou de cuivre laminé, on y ajoute au moyen d'un bouchon un tube pesé d'avance et renfermant du chlorure de calcium fondu B, à celui-ci on adapte l'appareil condenseur de M. Liébig qui consiste en un tube recourbé C portant cinq boules ou renflements dans lesquels on a mis une solution concentrée de potasse caustique pour

absorber l'acide carbonique qui se produit pendant l'opération. L'appareil étant ainsi disposé, on procède à la combustion en commençant à chauffer le tube du côté ouvert dans un espace de 4 à 5 centimètres, et continuant à le chauffer d'avant en arrière, de manière à le maintenir rouge incandescent pendant toute la durée de l'opération. En général le dégagement du gaz qui doit être lent et régulier, sert à guider l'opérateur. Dans cette circonstance, lorsque la décomposition est accomplie, il n'y a plus de dégagement de gaz et le tube est incandescent dans toute sa longueur. L'eau qui s'est formée est condensée dans le tube à chlorure de calcium, et l'acide carbonique se trouve absorbé dans la solution de potasse; l'augmentation de poids des tubes qui les contiennent fait connaître exactement l'une et l'autre, et il devient facile de calculer les proportions d'hydrogène et de carbone qu'ils représentent. Si la matière organique est azotée, le gaz azote qui se dégage pendant la combustion s'échappe seul, et peut être recueilli dans une cloche graduée sur le mercure; son volume ramené à 0 température, et à 0^m 76 de pression fait connaître ensuite son poids.

Quand il s'agit de faire l'analyse de liquides organiques peu ou point volatils, on en pèse une portion dans une capsule et on y mélange une certaine quantité d'oxide de cuivre qui l'absorbe aussitôt. Ce mélange est ensuite broyé avec un pilon d'agate, puis après y avoir ajouté des planures de cuivre on l'introduit dans le tube avec les précautions indiquées ci-dessus. Pour les substances liquides très-volatiles, on les enferme dans une petite ampoule dont la pointe reste ouverte. On met cette ampoule dans le tube à combustion après y avoir versé d'avance une couche d'oxide et de planures de cuivre.

Le bioxide de cuivre le plus propre à l'analyse élémentaire des matières organiques doit être préparé soit en oxidant à l'air le résidu métallique de la distillation du

verdet (deuto-acétate de cuivre), soit en décomposant dans un creuset de terre le deuto-nitrate du même métal; quant au cuivre métallique nécessaire pour l'analyse des matières azotées, on se le procure dans un état convenable en grillant fortement à l'air les planures de cuivre pour détruire toute matière graisseuse ou huileuse dont elles peuvent être imprégnées, et les calcinant ensuite dans un tube à tavers lequel on fait passer un courant d'hydrogène sec pour réduire l'oxide qui s'est formé à leur surface.

ANTIMOINE. Ce métal dont la découverte date du quinzième siècle, a été désigné par les anciens naturalistes sous le nom de *stibium*, nom qu'il a conservé dans les divers ouvrages latins.

Propriétés. L'antimoine métallique pur est d'un blanc argentin présentant beaucoup d'éclat, et une texture rayonnée lamelleuse. Sa densité varie de 6,702 à 6,860. Il est très cassant et facile à réduire en poudre. Exposé à l'action du calorique il fond à une température voisine de la chaleur rouge qui a été évaluée à + 425°; chauffé au contact de l'air il entre en ébullition, s'enflamme à la chaleur rouge et brûle en répandant une fumée blanche inodore, qui se condense sur les corps froids en aiguilles légères (protoxide d'antimoine).

Caractères distinctifs. 1° Ce métal traité à chaud par l'acide nitrique est facilement attaqué et transformé en une poudre blanche, insoluble, qui est de l'acide antimonieux.

2° Chauffé avec un mélange d'acides hydrochlorique et nitrique (eau régale), il se dissout promptement en passant à l'état de chlorure. Cette dissolution incolore est précipitée en flocons blancs abondants par l'eau, solubles dans un excès de potasse; en jaune orangé par la solution d'acide hydrosulfurique ou par celle d'un hydrosulfate, enfin une lame de fer ou de zinc en sépare l'antimoine

sous forme de poudre noire, qui par la fusion reprend son aspect métallique.

L'antimoine que l'on trouve dans le commerce est rarement à cet état de pureté, il renferme souvent du fer, de l'arsenic et quelquefois du cuivre et du plomb. La présence du premier métal est facile à constater en précipitant par l'eau la dissolution de ce métal dans l'eau régale, filtrant la liqueur et y versant une solution de cyanure de fer et de potassium qui y développera instantanément un précipité bleu plus ou moins foncé. La proportion d'oxide de fer pourrait être évaluée en précipitant la liqueur par un excès de potasse caustique, le poids du peroxide de fer calciné ferait connaître celui du fer à l'état métallique.

L'arsenic qui accompagne presque toujours les minerais d'où l'on retire l'antimoine se retrouve aussi en très petite quantité, d'après Sérullas, non seulement dans ce métal tel que le commerce le fournit, mais aussi dans presque toutes les préparations pharmaceutiques dont il forme la base. On le reconnaît en calcinant fortement l'antimoine avec son poids de bitartrate de potasse pour produire un alliage d'antimoine et de potassium, si alors on traite ce produit par l'eau il se dégage avec l'hydrogène de l'hydrogène arsénié, facile à distinguer par son odeur alliacée et surtout en faisant brûler le gaz qui s'est formé dans une cloche longue et étroite, il se dépose sur les parois de la cloche une couche brunâtre d'hydrure d'arsenic.

Quant à la présence du cuivre et du plomb dans l'antimoine du commerce, ces deux métaux étant dissolubles dans l'acide nitrique, on conçoit qu'ils doivent se retrouver dans la dissolution quand on traite ce métal à chaud par l'acide nitrique pur. Les réactifs qu'on emploie pour distinguer les sels formés par leurs oxides, peuvent très bien servir à reconnaître l'un ou l'autre de ces métaux dans l'antimoine fourni par les arts.

Usages. L'antimoine métallique n'est pas employé par lui-même; mais sert de base à plusieurs préparations chimiques et pharmaceutiques très employées dans la médecine de l'homme et des animaux. Allié à certains métaux il forme plusieurs alliages dont les arts savent tirer un parti avantageux. (Voyez *Alliages d'antimoine.*)

Antimoine diaphorétique. Nom donné par les anciens médecins au composé médicamenteux désigné aujourd'hui sous le nom de *sous-antimoniate de potasse.*

ANTIMONIATES. Dénomination adoptée dans la nouvelle nomenclature chimique pour désigner les composés salins que forme l'acide antimonique avec les oxides métalliques. Un seul de ces composés est employé en médecine, c'est l'antimoniate de potasse.

Antimoniate de potasse. Ce sel qui forme la base du médicament connu des anciens médecins sous le nom d'*antimoine diaphorétique*, est le résultat de la calcination au rouge, d'un mélange de 2 parties d'antimoine et de 3 parties de nitrate de potasse.

Propriétés. L'antimoniate de potasse, lavé d'abord à l'eau froide, se présente en une masse blanche, friable, peu sapide, que l'eau bouillante décompose et transforme en *biantimoniate de potasse insoluble* et en *sous antimoniate de potasse soluble.* La solution aqueuse de ce dernier composé laisse précipiter de l'acide antimonique hydraté, sous forme de flocons blancs, par l'action de tous les acides.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur un support de charbon, l'antimoniate de potasse est réduit et fournit un globule d'antimoine métallique.

2° Traité par l'acide nitrique faible il est décomposé; l'acide antimonique se sépare à l'état d'hydrate en flocons blancs qui, après avoir été desséchés, passent du blanc au jaune en dégageant de l'eau, et reviennent au blanc par

l'ignition en dégageant de l'oxigène et se transformant en acide antimonieux. La solution nitrique évaporée à siccité laisse pour résidu du nitrate de potasse, facile à reconnaître par sa fusion sur les charbons, et à l'action qu'exerce sur lui les réactifs qui font distinguer la potasse des autres bases.

3° L'acide hydrochlorique dissout à chaud l'antimoniate de potasse en le décomposant, et cette dissolution se comporte avec l'eau et les réactifs comme la dissolution de l'acide antimonique dans le même hydracide.

ARÉOMÈTRES. Instruments destinés à déterminer, soit la densité des divers liquides, soit leur degré de concentration; on leur donne, suivant l'usage auquel ils sont préposés, les noms de *pèse-liqueur*, *pèse-sel*, *pèse-acide*, *pèse-sirop*, etc.

Ces instruments consistent ordinairement en un tube creux, cylindrique, de métal ou de verre, présentant deux boules ou renflements, dont l'un supérieur et plus grand est vide, et l'autre inférieur, beaucoup plus petit, est en partie rempli de mercure ou de grenaille fine de plomb; ces deux renflements sont surmontés d'une partie du tube qui s'enfonce plus ou moins dans les liquides suivant leur densité. Une échelle tracée sur cette tige, indique cette densité respective, ou leur degré de concentration.

On distingue plusieurs espèces d'aréomètres, les uns pour les liquides plus lourds que l'eau, sont construits de manière que le zéro correspondant à l'eau pure se trouve à la partie supérieure de la tige; dans les autres, destinés aux liquides plus légers que l'eau, le point correspondant à ce liquide est marqué au contraire au bas de l'échelle. Ces divers instruments portent dans les arts les noms des auteurs qui en ont fixé les premiers la graduation, tels sont les aréomètres de *Baumé*, de *Cartier*, si employés

dans les laboratoires et les fabriques pour évaluer les degrés de concentration des solutions acides et salines, des sirops et des esprits ou alcools. On donne particulièrement le nom d'*alcoomètre* à un aréomètre dont la graduation fait immédiatement connaître la quantité en volume d'alcool pur contenue dans 100 parties. (*Voyez* ce mot.)

ARGENT. Ce métal à l'état de pureté est le plus blanc de tous les corps métalliques, et celui qui est susceptible du plus beau poli : après l'or il est le plus ductile et le plus malléable des métaux. Sa densité varie de 10,474 à 10,542, suivant qu'il a été fondu ou écroui. Il entre en fusion au dessus de la chaleur rouge à environ + 540° ; à une température très élevée en vase ouvert il peut entrer en ébullition et se volatiliser par les courants d'air, mais il est fixe en vase clos.

L'argent a peu d'affinité pour l'oxigène; l'air et l'eau ne peuvent l'oxider à aucune température, cependant quand il est fondu à l'air il en absorbe de l'oxigène qu'il perd ensuite en se refroidissant, ce qui produit une sorte de végétation à sa surface. C'est à cette cause qu'il faut attribuer la propriété que possède l'argent pur de *rocher* lorsqu'il se solidifie un peu brusquement.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau dans la flamme extérieure, l'argent fond et n'éprouve aucune altération au contact de l'air.

2° L'acide nitrique pur concentré le dissout facilement à chaud avec dégagement de deutoxide d'azote; la dissolution qui en résulte est incolore, étant concentrée elle fournit de larges cristaux lamelleux par le refroidissement.

3° La dissolution de l'argent pur dans l'acide nitrique n'est ni précipitée ni colorée par l'ammoniaque; les solutions de potasse, de chaux et de barite, y forment un précipité brun olivâtre d'hydrate d'oxide d'argent, soluble entièrement dans l'ammoniaque. L'acide hydrosulfurique y

produit un précipité noir, floconneux ; l'acide hydrochlorique y produit un précipité blanc caillebotté très abondant, qui devient violet à la lumière en quelques minutes, ce précipité est insoluble dans l'eau et dans tous les acides mais soluble dans l'ammoniaque ; enfin la solution du cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité blanc ; tels sont les principaux réactifs à l'aide desquels on peut distinguer l'argent pur.

Usages. La propriété que possède l'argent pur de résister, à une chaleur rouge, à l'action des alcalis caustiques, le rend très propre à la confection de creusets qui sont très employés dans l'analyse minérale, toutes les fois qu'il s'agit de fondre un corps à l'aide de la potasse ou de la soude caustiques; car les creusets de platine qui résistent si bien aux acides et à la plus forte chaleur, sont oxidés et détruits par ces alcalis.

L'affinité qu'a l'argent pour le soufre rend ce métal susceptible d'être employé dans certaines recherches analytiques pour découvrir l'acide hydrosulfurique libre, soit mélangé à certains gaz, soit en solution dans l'eau comme dans certaines eaux minérales sulfureuses. La surface de l'argent se trouve bientôt brunie par la formation d'un sulfure.

Ce métal est également attaqué par les polysulfures qu'il ramène à l'état de sulfures simples aussi bien par la voie humide que par la voie *sèche.*

Argent de coupelle. On donne ce nom à l'argent qui a été purifié par la coupellation du cuivre et de quelques autres métaux auxquels il était allié.

Argent fin. C'est de l'argent tout à fait pur ou à 1,000 millièmes.

Argent monnayé. On comprend sous ce nom l'alliage d'argent et de cuivre à 900 millièmes converti en pièces de monnaie par l'action du balancier. (Pour la détermination

du titre de la monnaie d'argent voyez *alliages d'argent et de cuivre*).

ARGILE. Composé naturel de silice, d'alumine et d'eau, qui constitue plusieurs espèces minérales qu'on a considérées tantôt comme des détruitus de roches préexistantes, tantôt comme de simples mélanges de silice et d'alumine. On regarde aujourd'hui ces composés comme de véritables combinaisons chimiques en proportions définies, et on les désigne en conséquence sous le nom de *silicates d'alumine*. Ces sels sont simples, ou doubles, c'est à dire unis à d'autres silicates à base terreuse ou métallique.

Les argiles admettent en mélange mécanique ou en mélange intime un grand nombre de substances, savoir : des bitumes, du quartz, du peroxide de fer anhydre ou hydraté, des oxides de manganèse, du carbonate de chaux, etc.

Les argiles pures sont celles qui ne contiennent que de l'acide silicique, de l'alumine, de l'eau et des traces d'oxide de fer et de matière organique.

Propriétés. Ces argiles sont blanches, opaques, grenues à grains très fins, onctueuses au toucher; leur cassure est terreuse, elles sont tendres et prennent le poli sous l'ongle; elles happent fortement à la langue; leur densité est d'environ 2,500.

Mises en contact avec l'eau elles se gonflent et se délaient peu à peu, en formant avec ce liquide une pâte liante et ductile à laquelle on peut faire prendre toutes sortes de formes; c'est de cette propriété qu'on leur a donné le nom d'argile *plastique*.

Exposées à l'action du feu, les argiles abandonnent successivement diverses portions de leur eau de combinaison, durcissent et éprouvent une diminution de volume nommé *retrait*. A la plus haute température de nos fourneaux, les argiles pures sont infusibles; mais l'oxide de fer, la chaux, leur communiquent une plus ou moins grande fusibilité.

Composition. En général dans les argiles pures, la proportion d'alumine varie de 0,19 à 0,36, celle de l'acide silicique est de 0,46 à 0,71. Quant à la quantité d'eau, elle s'élève de 0,10 à 0,17.

Sous le rapport des matières étrangères qu'elles renferment, les argiles sont divisées en argiles ***bitumineuses***, ***sableuses***, *graphites*, ***ferrugineuses***, ***pyriteuses***, ***magnésiennes*** et *calcaires*. Ces dernières assez communes sont des mélanges d'argiles et de craie; on les connait sous le nom de ***marnes***. Les argiles fortement colorées en rouge par le peroxide de fer, ou en jaune par son hydrate, sont distinguées sous le nom ***d'ocres***, ***d'argiles figulines***, ***de terres bolaires***, ***de glaises***.

Caractères pyrognostiques. Les argiles chauffées en vase clos dégagent de l'eau et durcissent; calcinées au contact de l'air, elles blanchissent; si après les avoir humectées avec quelques gouttes de solution de nitrate de cobalt, on les chauffe très fortement à la flamme du chalumeau, elles prennent une couleur bleue plus ou moins intense qui indique la présence de l'alumine.

Caractères chimiques. La plupart des acides minéraux concentrés et bouillants n'attaquent que partiellement les argiles, dissolvent une partie seulement de leur alumine; mais l'acide sulfurique concentré agit sur elles à son point d'ébullition, en dissout l'alumine et laisse l'acide silicique intact. L'acide hydrofluorique les décompose facilement en agissant sur leurs éléments qu'il transforme en fluorures (voyez *Acide hydrofluorique*, son usage pour l'analyse).

Calcinées au rouge dans un creuset d'argent avec trois fois leur poids de potasse à l'alcool, les argiles sont décomposées, et le produit qui en provient, délayé dans 25 à 30 fois son poids d'eau distillée, devient alors soluble dans les acides minéraux.

Cette action de la potasse sur les argiles à une tempé-

rature rouge, fournit un bon moyen d'analyser ces minéraux, car en évaporant à siccité la dissolution alcaline sursaturée par un acide, la silice se sépare bientôt à l'état gélatineux et devient après la dessiccation complète tout à fait insoluble dans l'eau et les acides. L'alumine reste dans la dissolution en combinaison avec l'acide, on la précipite par l'ammoniaque en excès; si elle contient de l'oxide de fer, on fait bouillir ce précipité avec une solution de potasse caustique, l'alumine est dissoute et l'oxide de fer reste insoluble. Pour séparer l'alumine de sa solution alcaline, il suffit de saturer exactement par un acide ou d'ajouter à cette solution un excès de solution d'hydrochlorate d'ammoniaque.

Lorsque les argiles renferment de la chaux, cette base se retrouve dans la dissolution d'où l'alumine a été précipitée par l'ammoniaque; on constate sa présence et on estime sa quantité en la précipitant par l'oxalate d'ammoniaque, qui la transforme en oxalate de chaux insoluble.

ARSÉNIATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide arsénique avec les oxides métalliques.

Plusieurs espèces existent dans la nature, savoir : les arséniates de chaux, de cuivre, de fer, de cobalt et de nickel. Les autres sont des produits de l'art.

La plupart des arséniates sont blancs; quelques uns sont colorés : tels sont ceux qui ont pour base les oxides de cuivre, d'argent, de cobalt et de nickel.

Trois seulement à l'état neutre sont solubles dans l'eau, ce sont les arséniates d'ammoniaque, de potasse et de soude parmi les sels minéraux.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés sur des charbons ardents les arséniates sont peu à peu décomposés, ils exhalent une odeur alliacée qui devient surtout très sensible, quand à l'aide du chalumeau on les traite au feu de réduction.

2° Mélangés avec une petite quantité de charbon et d'acide borique, et chauffés à l'extrémité d'un tube de verre bouché par un bout, ils donnent un sublimé d'arsenic métallique.

3° La réduction de l'arsenic a encore lieu quand on traite les arséniates solubles ou insolubles par du zinc et de l'acide sulfurique étendu, le gaz hydrogène qui se dégage de cette réaction étant brûlé dans un tube étroit laisse déposer de l'arsenic en couche brillante sur les corps froids.

4° Les arséniates solubles dissous dans l'eau sont faciles à distinguer par les précipités blancs floconneux que produisent avec eux les solutions de chaux et de barite ; par la solution de deutosulfate de cuivre qui y forme un précipité bleu-ciel ; par le nitrate d'argent qui y occasionne un précipité rouge briqueté ; enfin l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates en présence d'un acide ne les décomposent que par une action prolongée et y produisent, au bout d'un certain temps, un précipité d'un jaune clair.

Usages. Il n'y a que deux arséniates qui soient employés dans les arts et la médecine, ce sont ceux à base de potasse et de soude.

Arséniate acide de potasse. (*Biarséniate potassique*. Berz.) Sel arsenical de Macquer, *biarséniate de potasse*.

Ce sel se prépare dans les laboratoires en faisant réagir, à une chaleur rouge, parties égales d'acide arsénieux et de nitrate de potasse mélangés ensemble ; traitant le résidu par l'eau bouillante, filtrant et faisant cristalliser la solution concentrée.

Propriétés. Le biarséniate de potasse se présente cristallisé en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Ce sel a une saveur acide prononcée et ensuite âcre et styptique. Il est très soluble dans l'eau, plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Une tem-

pérature élevée le transforme en arséniate neutre en décomposant la moitié de l'acide arsénique, en acide arsénieux et en oxigène.

Composition. Il est formé sur cent parties de :

Acide arsénique.......	70,95	ou 1 atome.
Protoxide de potassium.	29,05	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{K}\,\dddot{As}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents ce sel fond et exhale une odeur alliacée d'arsenic en vapeur.

2° Calciné avec du charbon dans un tube il fournit de l'arsenic métallique.

3° Sa solution aqueuse se comporte avec les réactifs, comme nous l'avons rapporté aux caractères généraux des arséniates; mais elle présente de plus lorsqu'elle est concentrée, la propriété de précipiter la solution de bichlorure de platine en jaune orangé et de former avec la solution d'acide tartrique un précipité blanc cristallin.

Arséniate neutre de potasse. (*Arséniate potassique*, Berz.).

Ce sel préparé par la saturation directe de l'acide arsénique et de la potasse se présente en une masse non cristallisable et déliquescente. Il est par conséquent très soluble dans l'eau; comme le précédent arséniate, c'est un composé qui jouit de propriétés vénéneuses.

Arséniate acide de soude. (*Biarséniate de soude* et *Biarséniate sodique* Berz.) Arséniate neutre de soude (*Arséniate sodique* Berz.).

Ces deux sels analogues aux arséniates de potasse par leur composition se préparent directement.

L'arséniate neutre cristallise en prismes hexaédriques

réguliers, efflorescents à l'air sec et contenant 0,54 d'eau.

Le biarséniate se présente en cristaux non efflorescents, dont la forme est un prisme droit à base rhombe. Ce sel n'admet que 0,20 d'eau de cristallisation.

Caractères distinctifs. Les arséniates de soude se comportent au feu et avec les réactifs comme les arséniates de potasse: on les distingue cependant de ceux-ci en ce que leur solution n'est point précipitée ni par le bichlorure de platine, ni par la solution concentrée d'acide tartrique.

ARSENIC. Corps simple, très anciennement connu, rangé par les premiers chimistes au nombre des métaux, mais classé, d'après quelques chimistes modernes, parmi les corps non métalliques ou les métalloïdes.

L'arsenic se rencontre très fréquemment dans la nature, quelquefois à l'état métallique, plus souvent combiné avec le soufre ou avec les métaux, ou bien à l'état d'acide et combiné à certains oxides métalliques (Arséniates).

Propriétés. L'arsenic est solide, inodore, insipide, très cassant et facile à réduire en poudre; il a une couleur gris d'acier avec beaucoup d'éclat quand il n'a pas éprouvé le contact de l'air humide, car il se ternit bientôt et se recouvre d'une poudre noirâtre à sa surface. Sa texture est cristalline, tantôt grenue et tantôt lamelleuse. Sa densité est de 5,700. Il se volatilise à + 180°, sans entrer en fusion sous la pression ordinaire, et sa vapeur cristallise confusément en se condensant sur les parties froides.

Chauffé à l'air il se volatilise et s'oxide en partie en répandant une fumée blanche d'une odeur d'ail très prononcée.

Caractères distinctifs. 1° L'odeur d'ail que répand l'arsenic lorsqu'on le chauffe, devient un caractère spécifique de ce métal, ainsi que sa sublimation complète dans les tubes où on le calcine à l'abri de l'air. L'arsenic natif laisse un petit grain métallique qui n'est autre chose que

de l'argent, d'après M. Berzélius, ou un arséniate de cobalt, dans certaines espèces d'arsenic natif.

2° Traité à une douce chaleur par l'acide nitrique, l'arsenic se dissout peu à peu en s'acidifiant et se transformant en acide arsénique pur, dont il est alors facile de constater la présence par les réactifs employés dans cette circonstance. (Voyez *Acide arsénique.*)

Arsenic blanc. On connait généralement sous ce nom, dans les arts et le commerce, l'acide arsénieux.

Arsenic jaune et arsenic rouge. Ces noms ont été donnés autrefois aux sulfures jaune et rouge d'arsenic. (Voyez ces mots.)

ARSÉNITES. Sels qui résultent de l'union de l'acide arsénieux avec les bases ou les oxides métalliques.

Tous les arsénites neutres sont insolubles dans l'eau à l'exception de ceux à base d'ammoniaque, de potasse et de soude. Les autres le deviennent en passant à l'état de sels acides.

Caractères distinctifs. 1° Ces sels se comportent comme les arséniates lorsqu'on les projette sur des charbons ardents et qu'on les calcine avec du charbon dans un tube de verre; dans le premier cas ils dégagent une forte odeur alliacée, dans le second, ils fournissent un sublimé d'arsenic métallique.

2° La solution des arsénites neutres diffère de celle des arséniates en ce que les acides y produisent un précipité blanc d'acide arsénieux soluble dans un excès d'eau distillée; le nitrate d'argent y forme un précipité jaune clair; le deutosulfate de cuivre un précipité vert d'herbe; enfin, quand on ajoute aux arsénites un excès d'acide, la solution d'acide hydrosulfurique et celle des hydrosulfates donnent instantanément un précipité d'un beau *jaune doré*, soluble dans la potasse et dans l'ammoniaque.

Arsénite de cuivre. L'arsénite de cuivre, connu sous le

nom de *vert de Schéele*, est préparé pour le besoin des arts.

Un seul arsénite est employé en médecine, c'est l'arsénite neutre de potasse.

Arsénite de potasse. (*Arsénite potassique.* Berz.) Liqueur arsénicale de Fowler. (*Codex.*)

Cet arsénite se prépare en saturant directement la solution de potasse par l'acide arsénieux; il se présente en une masse saline, sirupeuse, qui ne peut cristalliser.

Caractères distinctifs. Ils sont les mêmes que ceux des arsénites en général; quant à sa base on ne peut la reconnaître qu'en décomposant la solution d'arsénite de potasse par un acide séparant l'acide arsénieux par la filtration, et évaporant la solution du nouveau sel. Le bichlorure de platine et la solution d'acide tartrique démontrent alors la présence de la potasse.

ARSÉNIURES. On désigne aujourd'hui sous ce nom les composés de l'arsenic avec les métaux.

Plusieurs de ces composés se rencontrent dans la nature, tels sont les arséniures de fer, de cobalt et de nickel. Ces minéraux sont quelquefois mêlés les uns avec les autres, ou combinés dans certains rapports. On les trouve aussi unis à certains sulfures métalliques. Ces dernières combinaisons sont connues sous le nom d'*arsénio-sulfures.*

Caractères distinctifs. 1° Tous les arséniures sont d'un gris blanc ou d'un gris pur avec éclat métallique; ils ont une cassure grenue ou cristalline.

2° Chauffés au chalumeau, ou sur les charbons ardents, ils dégagent une fumée blanche d'une odeur d'ail.

3° Quelques espèces, à l'état de bi ou tri-arséniures, donnent de l'arsenic en les calcinant dans un tube fermé; elles laissent toutes dégager beaucoup d'aide arsénieux quand la calcination s'opère dans un tube ouvert par les deux bouts.

ARSÉNIO-SULFURES. Combinaisons naturelles et à

proportions définies d'arséniures et de sulfures métalliques. Les mines de cobalt de Suède doivent être rapportées à ces variétés de minéraux.

Les arsénio-sulfures se distinguent facilement des arséniures. En les grillant dans un tube ouvert, ils donnent avec l'acide arsénieux une certaine quantité d'acide sulfureux reconnaissable à son odeur piquante et à la décoloration qu'il fait éprouver à un papier teint par la couleur du bois de Fernambouc, et placé à l'extrémité supérieure du tube.

ASPHALTE. Ce nom tiré d'un mot grec ασφαλτος, *bitumine*, est donné à un produit minéral, d'origine inconnue, qu'on rencontre assez abondamment dans certains terrains d'alluvion modernes, où il forme quelquefois de grandes couches. On le trouve aussi à la surface des eaux de la mer noire qui le rejette sur ses bords où on le recueille; c'est de cette circonstance que vient le nom de *bitume de Judée* qui lui a été donné par les anciens auteurs.

Une mine d'asphalte assez abondante a été découverte en Suisse; quelques départements de France renferment aussi plusieurs mines de ce bitume que l'on exploite aujourd'hui en grand pour les besoins des arts.

Propriétés. L'asphalte naturel qui ressemble extérieurement à la houille, est d'un noir de poix, sa cassure est brillante et comme résineuse, il n'a presque point d'odeur. Sa densité varie de 1,07 à 1,20. Il entre en fusion à une température voisine de l'eau bouillante, s'enflamme facilement et brûle avec une flamme luisante d'une odeur bitumineuse en laissant un charbon, qui fournit après l'incinération une cendre composée de silice, d'alumine, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse.

Les véritables dissolvants de ce bitume sont les huiles fixes et les huiles volatiles. Suivant John, l'asphalte contiendrait trois principes résineux, une *résine jaune* soluble dans l'alcool, une *résine d'un brun noirâtre* soluble dans

l'éther, et une autre matière résinoïde, soluble dans l'essence de térébenthine et l'huile de pétrole.

Usages. Le bitume asphalte que les anciens faisaient entrer dans la composition des matériaux destinés aux différentes constructions, a reçu de nos jours des emplois plus ou moins étendus dans plusieurs branches de notre industrie. Mêlé à une certaine quantité de sable il forme un mastic impénétrable à l'eau, dont on se sert avec le plus grand avantage pour recouvrir les terrasses, les bassins et réservoirs, le sol des habitations basses et humides, les étables, les écuries, les trottoirs des ponts et des promenades, etc., etc. L'asphalte entre aussi dans la composition d'un vernis noir propre à recouvrir les divers ouvrages en fer et à les préserver de l'oxidation.

On rencontre souvent dans le commerce, sous le nom d'asphalte, un produit pyrogéné préparé avec de l'huile provenant de la distillation du succin, qu'on a mélangé au résidu charbonneux de cette opération. Il est facile de distinguer celui-ci de l'asphalte naturel.

ATMOSPHÈRE. (Voyez *Air atmosphérique.*)

AZOTATES. On distingue sous ce nom les combinaisons des oxides métalliques avec l'acide nitrique qui, conformément à la nomenclature moderne, est appelé aujourd'hui acide azotique. (Voyez *Nitrates.*)

AZOTE. Ce corps rangé au nombre des corps simples était connu autrefois sous les noms de *mofette atmosphérique*, *air ou gaz phlogistiqué*, *air vicié*. M. Berzelius le désigne sous le nom de *nitrogène* dans sa nomenclature chimique.

Propriétés. A l'état de liberté, l'azote se présente sous forme d'un gaz permanent, incolore, inodore, jouissant de toutes les propriétés mécaniques de l'air. Sa densité est de 0,9760. L'eau n'en absorbe que 0,04 de son volume. Il est impropre à la combustion et à la respiration et par con-

séquent il ne peut entretenir la vie, ce qui lui a valu le nom qu'il porte et qui est dérivé de ζωη vie, et de *a* privatif.

Caractères distinctifs. Quoique le gaz azote soit difficile à reconnaître au premier abord parce qu'il n'a pas de caractères bien tranchés qui le différencient d'avec les autres gaz, on ne le distingue ordinairement que par l'ensemble des caractères négatifs qu'il présente.

1° Il éteint les corps en combustion.

2° Il n'a point d'action sur la teinture de tournesol.

3° Il ne trouble ni ne précipite l'eau de chaux.

4° Il n'est absorbé sensiblement ni par l'eau, ni par les solutions de potasse, de soude et d'ammoniaque.

La propriété dont jouit l'azote de former de l'acide nitrique avec l'oxigène sous l'influence de l'étincelle électrique offre, d'après un mémoire intéressant de M. Desbassins de Richemont, publié en 1833, un moyen certain et direct de mettre en évidence cette propriété de l'azote, et d'en tirer un caractère *positif* pour le reconnaître dans les différentes expériences sur les gaz.

D'après ce chimiste, il suffit de faire détoner sur le mercure, dans l'eudiomètre, un mélange à parties égales d'hydrogène et d'oxigène parfaitement pur, auquel on ajoute 1/3 ou 1/6 de son volume, par exemple, du gaz que l'on suppose être de l'azote ou en contenir. Après la combustion on lave les parois intérieures avec un peu d'acide sulfurique concentré chargé de protosulfate de fer, et l'acide se colore en rose par l'action de l'acide nitrique formé, pour peu que le mélange gazeux ait contenu de l'azote libre ou combiné.

Ce procédé d'une facile application peut être exécuté en moins de quelques minutes.

L'azote existe en grande quantité dans la nature ; à l'état de gaz il forme les 0,79 de l'air atmosphérique ; uni à l'oxigène on le rencontre dans les nitrates, enfin il fait partie constituante des éléments de la plupart des substances animales.

Usages. L'emploi du gaz azote est limité dans les laboratoires de chimie; sa nullité d'action sur les différents corps combustibles, et la propriété qu'il possède d'être impropre à la combustion, le rendent commode pour former une atmosphère artificielle au milieu de laquelle on peut faire réagir sous l'influence du calorique, et sans crainte, les corps les plus combustibles les uns sur les autres.

B.

BARILLE. Nom que l'on donne dans le commerce à la soude impure importée d'Espagne et du Levant. Cette dénomination provient du nom vulgaire donné à plusieurs plantes marines du genre *salsola* avec lesquelles on fabrique cette soude naturelle. (*Voyez* Soude.)

BARIUM. Base métallique de la barite, découverte par Humphry-Davy en soumettant cette substance à l'action d'une batterie galvanique d'environ 100 paires de plaques; métal non usité.

BARITE ou BARYTE. Cette substance regardée comme une terre alcaline, avant la découverte de Davy, est rangée aujourd'hui au nombre des oxides métalliques. Elle constitue le protoxide de barium (*oxide baritique*, Berz.), qu'on rencontre dans la nature à l'état de combinaison avec l'acide sulfurique et l'acide carbonique (sulfate et carbonate de barite) et d'où on l'extrait dans les laboratoires.

La barite découverte en 1774 par Schéele, a été désignée à cette époque sous les noms de *terre pesante*, *terre spathique*, *barote*.

Propriétés. La barite obtenue de la décomposition de son nitrate est anhydre, poreuse, d'un blanc grisâtre et d'une saveur âcre et très caustique; elle est infusible au feu des forges ordinaires, mais peut fondre à la chaleur développée

par la combustion d'un mélange d'hydrogène et d'oxigène. Elle verdit le sirop de violettes et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides. Exposée à l'air, elle en attire l'humidité, se délite peu à peu et absorbe ensuite l'acide carbonique. Quand on l'humecte avec de l'eau, elle s'échauffe beaucoup avec sifflement et se réduit en poudre fine et blanche qu'une nouvelle quantité d'eau durcit. L'eau à + 15 en dissout 5/100, et l'eau bouillante 10/100. La solution en se refroidissant laisse déposer des cristaux lamelleux d'hydrate de barite.

Composition. Le protoxide de barium ou barite est formé de :

Barium.....	89,55	ou 1 atome.
Oxigène.....	10,45	1 atome.
	100,00	

Sa formule atomique = Ba O, ou $\dot{Ba}$.

Caractères distinctifs. La solution aqueuse de barite, ordinairement désignée dans les laboratoires sous le nom d'*eau de barite*, a une saveur âcre et caustique; elle verdit fortement le sirop de violettes et bleuit le tournesol rougi par les acides.

2° L'acide sulfurique et la solution des sulfates y produisent un précipité blanc pulvérulent tout à fait insoluble dans l'eau et les acides; le même effet se produit avec la solution de strontiane, mais le précipité est floconneux; et lorsque cette solution est étendue d'une grande quantité d'eau, ces réactifs n'y forment plus de précipité, le sulfate de strontiane étant soluble dans une grande masse d'eau.

3° La solution d'acide chrômique pur, ou celle de chrômate de potasse, précipite la barite de sa solution à l'état de chrômate insoluble d'un jaune citron pâle, tandis que

la solution de strontiane n'est point précipitée par ces deux réactifs.

4° Enfin en saturant la solution de barite par l'acide hydrochlorique et évaporant à siccité, le résidu dissous dans l'alcool faible communique à la flamme de ce liquide lorsqu'on le fait brûler une teinte jaunâtre, tandis que le résidu obtenu dans les mêmes circonstances avec la strontiane, donne une teinte rouge pourpre à la flamme de l'alcool.

Usages de la barite. L'affinité puissante de la barite pour l'acide sulfurique la fait employer avec avantage dans les expériences de chimie pour reconnaître sa présence et évaluer rigoureusement sa quantité. Dans les analyses des substances inorganiques et organiques qui contiennent du soufre, elle offre le moyen le plus sûr auquel on puisse recourir, pour déterminer la proportion de ce corps. A cet effet on acidifie le soufre soit par le nitre, soit par l'acide nitrique, et on précipite ensuite l'acide sulfurique formé à l'aide d'un sel soluble de barite; la quantité de sulfate de barite permet de calculer celle du soufre qui entre dans la composition du sulfate obtenu.

Dans quelques expériences la barite est souvent employée pour séparer plusieurs acides les uns des autres, suivant qu'elle produit des sels solubles ou insolubles dans l'eau avec ces composés.

BASE. On entend sous ce nom tous les corps qui sont capables de neutraliser les propriétés des acides et de former des sels avec eux, ce qui, dans le sens électro-chimique, signifie *corps opposés aux acides*. Les propriétés des bases se trouvent au plus haut degré dans les oxides de potassium, de sodium, de calcium, de barium, de strontium, de magnésium et même dans l'ammoniaque, et c'est pour les distinguer des autres oxides métalliques dans lesquels cette propriété est moins développée, qu'on a donné aux premiers

le nom de bases alcalines. Cette dénomination est fondée sur ce qu'on considère la base comme le principe caractéristique des sels.

L'expression *basique* employée en parlant d'un sel, signifie qu'il contient un excès de base.

BENZOATES. Classe de sels formés par l'union de l'acide benzoïque avec les oxides métalliques. Ces sels ont été peu étudiés, ils sont pour la plupart solubles et cristallisables.

Caractères distinctifs. 1° La chaleur les décompose tous, une partie de leur acide s'exhale et se sublime en aiguilles, l'autre se décompose, ou réagit sur l'oxide métallique.

2° En versant dans leur solution concentrée un acide minéral, l'acide benzoïque en est précipité en petites aiguilles blanches, qui peuvent se redissoudre dans un grand excès d'eau froide.

3° La solution des benzoates n'est précipitée que par les sels neutres de peroxide de fer; les sels de protoxide n'y forment point de précipité, le nitrate d'argent y occasionne un précipité blanc d'aspect cristallin, susceptible de se dissoudre dans une quantité suffisante d'eau.

Usages. Les benzoates à base de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont employés seulement pour séparer le peroxide de fer contenu dans une dissolution neutre, d'avec un grand nombre d'oxides, tels que les oxides de manganèse, de zinc, de nickel et même le protoxide de fer. Ce procédé est fondé sur l'insolubilité du benzoate de peroxide de fer qui se précipite alors à l'état d'une poudre d'un rouge briqueté qu'on doit laver à l'eau froide pour éviter sa décomposition. (Voyez *Acide benzoïque*, son usage dans les analyses.) Le benzoate de fer obtenu, lavé et calciné au contact de l'air laisse le peroxide de fer à l'état de pureté.

Benzoate d'ammoniaque. Ce sel obtenu directement, abandonne une partie de sa base par l'évaporation; il cris-

tallise alors en cristaux penniformes ou en petits grains qui sont un benzoate acide; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Caractères distinctifs. Le benzoate d'ammoniaque, à part les propriétés générales qui caractérisent les benzoates, se distingue par l'odeur d'ammoniaque qu'il laisse exhaler quand on le traite par la chaux ou la potasse; chauffé dans une cuiller de platine, il fond, se boursoufle, noircit et fournit une petite quantité de charbon qui brûle sans résidu.

Benzoate de potasse. Ce sel est déliquescent, d'une saveur âcre et salée.

Benzoate de soude. Ce benzoate se présente en cristaux aciculaires, efflorescents. Il a une saveur douçâtre et piquante; l'eau en dissout une grande quantité. Ces deux sels peuvent être distingués l'un de l'autre en dissolvant dans l'eau le résidu de leur calcination, et faisant agir sur ces solutions le bichlorure de platine.

BERTHOLLIMÈTRE. Nom donné par Descroizilles à un instrument destiné à mesurer le degré de force des solutions de chlore ou de chlorite employées dans les arts. Cet instrument qui n'est plus usité, n'est autre chose qu'une espèce de *chloromètre* fondé comme lui sur la quantité de dissolution sulfurique d'indigo détruite par un volume de solution de chlorite.

BETTERAVE. Variété de la bette commune dont la racine est aujourd'hui très employée pour l'extraction du sucre.

La richesse saccharine des betteraves employées à la fabrication du sucre peut être déterminée par différents procédés.

Le procédé le plus direct consiste à faire digérer à $+50^{\circ}$ la betterave coupée en tranches très minces, par de l'alcool à 85 centièmes. Au bout de 36 heures on filtre l'alcool après avoir saturé par quelques gouttes de potasse la petite

quantité d'acide libre de la betterave. La solution alcoolique, qui est à peine colorée, évaporée à une très douce chaleur, laisse un résidu blanc grisâtre, que l'on dessèche au bain marie, et que l'on traite à plusieurs reprises par de l'alcool anhydre. Le résidu insoluble dans l'alcool est le sucre cristallisable de la betterave qui se présente alors en très petits grains, brillants au soleil, entièrement solubles dans l'eau.

Cette extraction du sucre par l'intermède de l'alcool à différents degrés prouve que tout le sucre de la betterave est cristallisable, et que la portion de sucre incristallisable que l'on obtient dans la fabrication, résulte de diverses causes d'altération produites pendant les opérations que l'on fait subir au jus.

D'après quelques expériences, entreprises par M. Pelouze en 1832, la proportion du sucre cristallisable contenue dans différentes variétés de betterave peut être déterminée par la quantité d'alcool produite par leur fermentation.

Différents essais constatent que 55 grammes de sucre pur parfaitement desséché, dissous dans 450 grammes d'eau dans laquelle on avait ajouté un peu de levure de bière bien lavée, ont donné à la distillation un liquide spiritueux représentant à l'alcoomètre 22,5 cent. cubes d'alcool pur ou anhydre. Partant de ces données déduites de l'expérience, on peut en faire une application à la détermination de la proportion de sucre que renferment les betteraves.

Le procédé le plus simple et en même temps le plus commode consiste à réduire 500 grammes de racines de betteraves en pulpe très fine au moyen d'une petite râpe, à en exprimer fortement le suc à travers une toile, et à épuiser le marc par des lavages à l'eau froide et des pressions réitérées. Le suc exprimé, réuni aux eaux de lavage, doit être introduit, avec une petite quantité de levure dans un flacon muni d'un tube plongeant dans le mercure. L'appareil

étant maintenu à la température de + 18 à 20, la fermentation marche d'abord très vite, se ralentit peu à peu et se trouve terminée au bout de douze à quinze jours, ce qu'on reconnaît à l'absorption du mercure dans le tube.

Le liquide fermenté est mesuré à la température de + 15° et on le distille pour en retirer l'alcool dont on apprécie le degré au moyen de l'alcoomètre. En comparant la quantité d'alcool obtenue dans cette expérience avec celle fournie par le sucre pur, il devient facile de calculer la proportion exacte de sucre qui existait dans les 500 grammes de betteraves soumis à l'expérience.

Les essais multipliés auxquels s'est livré M. Pelouze lui ont démontré que les betteraves en général contenaient une proportion double de sucre de celle qu'on en sépare en pratique par les procédés usités dans les fabriques, c'est à dire environ 10 0/0. Ce résultat fait donc entrevoir que la fabrication du sucre de betteraves est susceptible d'immenses améliorations.

D'autres essais comparatifs entrepris à diverses époques en 1851, ont démontré que le jus était plus dense et la richesse saccharine plus grande à la fin de septembre qu'au commencement; que les betteraves *blanches* et *blanches à peau rose* donnent le plus de sucre; qu'avec du jus de bonnes betteraves marquant 6°,4 à 7°,2 Baumé, les proportions de sucre varient entre 0,09 et 0,10; et qu'avec des jus marquant 5°,1 à 6°,4, les proportions de sucre relativement au poids de la betterave, sont de 0,05 à 0,09 : toutefois l'expérience a indiqué que les quantités de sucre obtenues ne sont pas exactement proportionnelles aux variations des densités des jus de la betterave. (*Annales de chimie et de physique*, tome XLIX, page 409).

BISMUTH. Ce métal paraît avoir été connu des anciens chimistes qui l'ont confondu avec l'étain et le plomb. On

le trouve presque toujours à l'état natif; quelquefois combiné au soufre et plus rarement à l'oxigène.

Les principaux minerais de bismuth se rencontrent en Bohême, en Saxe et en Transylvanie. La grande fusibilité de ce métal permet de le séparer facilement de sa gangue.

Propriétés. Le bismuth pur est blanc un peu rougeâtre, il se rapproche de l'antimoine par sa texture cristalline; comme celui-ci il a beaucoup d'éclat, est très cassant et facile à pulvériser. Sa densité est de 9,830; il entre en fusion à + 247°, et cristallise avec la plus grande facilité par le refroidissement. Ses cristaux présentent des cubes disposés régulièrement en escalier ou pyramides comme les cristaux de sel marin. A une haute température il se volatilise, chauffé au rouge il s'oxide au contact de l'air.

La formule représentant l'atome de ce métal est Bi.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon, le bismuth fond aisément et s'oxide à la flamme extérieure en produisant autour du globule un oxide jaune réductible à la flamme intérieure; dans un *tube ouvert* ce métal en s'oxidant ne donne point de fumée blanche comme l'antimoine, mais il s'environne d'un oxide fondu d'un brun sombre qui, après le refroidissement, conserve une teinte jaunâtre. Cet oxide attaque fortement les parties du verre avec lesquelles il est en contact.

2° Traité par l'acide nitrique faible il se dissout entièrement à une douce chaleur et forme une dissolution incolore qui est précipitée par l'eau à l'état de sous-nitrate, sous forme de flocons blancs.

3° La dissolution nitrique de bismuth est précipitée en blanc par la potasse, l'ammoniaque et la solution de cyanure de fer et de potassium; en flocons noirs par l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates; une lame de zinc ou de fer en sépare le bismuth sous forme de poudre noire.

Usages. On emploie le bismuth dans les arts pour pré-

parer divers alliages fusibles. On peut aussi s'en servir à la place du plomb pour coupeller les alliages d'argent et de cuivre. (Chaudet.)

BITUMES. On donne ce nom à des substances minérales combustibles, solides ou liquides, souvent friables, quelquefois molles et grasses, toujours fusibles et inflammables, d'une couleur noire, brune ou jaunâtre, et d'une odeur particulière très forte.

Les bitumes ont pour caractère d'être insolubles dans l'eau, en partie solubles dans l'alcool; plus solubles dans l'éther, les huiles volatiles et les huiles grasses.

On en distingue différentes sortes, savoir : le *bitume asphalte*, dont nous avons parlé au mot *asphalte*; le *bitume de Murindò*, en Colombie; le *bitume naphte* et le *bitume pétrole*, désignés en raison de leur fluidité sous les noms d'*huile de naphte* et *de pétrole* (voyez ces mots); le *goudron minéral* appelé aussi *bitume malthe* et *pétrole tenace*; la *poix minérale* et le *bitume élastique*, produit minéral très rare, que les naturalistes désignent, en raison de son élasticité, par le nom de *caoutchouc fossile* ou *minéral*.

Plusieurs de ces bitumes, tels que ceux de naphte et de pétrole, ne sont composés que d'hydrogène et de carbone, et sont par conséquent de véritables carbures d'hydrogène; d'autres admettent au nombre de leurs éléments de l'oxigène.

Usages. La plupart des bitumes sont très employés dans les arts, soit pour goudronner les câbles et les bois, soit pour revêtir les habitations et les différentes parties basses des maisons, etc., etc. Plusieurs entrent dans la composition de la cire noire à cacheter et de certains vernis. La médecine en emploie aussi quelques uns, mais rarement.

BLANC D'ARGENT. (Voyez *Carbonate de plomb.*)

BLANC DE BALEINE. On désigne dans les arts et le commerce, sous ce nom, une matière grasse, particulière, qui

se sépare spontanément, au contact de l'air, de l'huile qu'on retire des cavités des os du crâne de certains cétacés et surtout du cachalot. (*Physeter macrocephalus.*)

Ce produit était connu autrefois sous le nom de *spermaceti* et d'*adipocire*, en raison de sa consistance, qui tient en quelque sorte le milieu entre la graisse et la cire.

Propriétés. Le blanc de baleine ou cétine des chimistes, se trouve dans le commerce sous la forme de pains blancs, nacrés, demi-transparents, cassants, à cassure cristalline et lamelleuse. Il est doux et savonneux au toucher. Sa densité est de 0,943; il fond à + 44°,68 : l'eau n'a aucune action sur lui, l'alcool à 0,821 de densité et bouillant en dissout 0,033 de son poids; l'éther sulfurique le dissout en grande quantité. Traité par les solutions de potasse ou de soude caustique, le blanc de baleine se transforme en partie en savon et en un autre produit particulier que M. Chevreul a décrit sous le nom d'*éthal.*

Usages. Le blanc de baleine est employé en médecine et en pharmacie comme adoucissant et émollient; il entre dans la composition de certaines préparations pharmaceutiques, telles que pommades et onguents. Dans les arts on l'emploie pour fabriquer, à la place de la cire blanche, ces bougies qu'on a désignées sous les noms de *bougies diaphanes* ou *bougies transparentes.*

Blanc de fard. Nom donné au sous-nitrate de bismuth dans le commerce.

Blanc d'Espagne. Nom vulgaire de la craie ou carbonate de chaux naturel, friable, lavé et moulé en petits pains.

Blanc d'oeuf. (Voyez *Albumine.*)

Blanc de plomb. (Voyez *Carbonate de plomb.*)

BLENDE. Les minéralogistes désignent sous ce nom le sulfure de zinc naturel.

BLEU DE COBALT. Combinaison bleue formée d'oxide

de cobalt et d'alumine, remarquable par sa fixité au feu et son inaltérabilité à l'air.

Bleu d'indigo, bleu de Saxe. (*Bleu en liqueur ou de composition.*) On connaît sous ces noms, dans le commerce, une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique concentré.

Cette dissolution a reçu aussi le nom de *sulfate d'indigo* et de *sulfate d'indigotine*, mais d'après quelques expériences de M. Berzélius, le principe colorant ne jouerait pas le rôle de base dans cette combinaison, mais ce principe en se combinant avec l'acide sulfurique produirait deux nouveaux acides, doués de propriétés particulières, et qu'il a nommé acide *sulfoindigotique* et acide *hyposulfo-indigotique*. M. Dumas, dans un travail publié en 1836, partant d'une autre supposition, a démontré par des expériences multipliées que l'indigo dans cette réaction, se comportait à l'égard de l'acide sulfurique comme l'alcool et l'esprit de bois, en formant un composé d'un atome d'indigo avec deux atomes d'acide sulfurique qu'il a proposé d'appeler *acide sulfindylique*.

Propriétés. Le bleu d'indigo du commerce se présente sous forme d'un liquide dense, d'une couleur bleu foncé très intense, d'une saveur acide très prononcée. Mêlé à l'eau il s'y combine avec dégagement de chaleur. Cette solution rougit fortement le papier de tournesol, précipite les solutions de nitrate de barite et de plomb, et se décolore par le chlore et la solution des chlorites.

Usages. Ce composé est très employé dans l'économie domestique pour donner au linge blanchi une teinte bleuâtre. Les teinturiers s'en servent pour teindre la laine en bleu. Cette dissolution d'indigo étendue d'une certaine quantité d'eau et titrée, sert dans les essais chlorométriques pour établir la valeur commerciale des chlorites.

Bleu de prusse. Ce composé artificiel qui a été d'a-

bord regardé comme un hydrocyanate double de protoxide et de peroxide de fer, est envisagé aujourd'hui comme une véritable combinaison du protocyanure de fer avec le percyanure du même métal, et désigné par M. Berzélius, sous le nom de *cyanure ferroso-ferrique*. Il a été découvert accidentellement, en 1710, par un fabricant de Berlin, nommé Diesbach.

Le bleu de Prusse du commerce n'est jamais pur, il contient toujours une plus ou moins grande quantité d'alumine hydratée qu'on y mêle dans l'intention d'étendre la nuance bleue et de la rendre moins foncée suivant les besoins.

Propriétés. Le beau bleu de Prusse du commerce se présente en petits pains carrés d'un bleu aussi vif que l'indigo ; il a une cassure cuivrée comme lui, qu'il perd par le frottement contre l'ongle, tandis que ce même moyen l'avive dans l'indigo. Il est insoluble dans l'eau, l'alcool et tous les acides étendus. Les solutions alcalines et les carbonates alcalins le décomposent en laissant pour résidu de l'hydrate de peroxide de fer.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé, le bleu de Prusse se distingue facilement de l'indigo en ce qu'il ne répand pas de vapeurs pourpres comme celui-ci, mais il noircit, se décompose en émettant des produits ammoniacaux parmi lesquels on distingue celle de l'acide hydrocyanique. Le résidu de la décomposition du bleu de Prusse étant inciméré au contact de l'air, laisse de peroxide de fer anhydre, mêlé d'une petite quantité d'alumine.

2° En traitant une certaine quantité de bleu de Prusse pulvérisé par une solution de potasse caustique ou de carbonate de cette base à l'aide d'une douce chaleur, ce composé est détruit, il devient immédiatement vert-jaunâtre, puis jaune ocracé par le peroxide de fer hydraté qui s'est formé et la liqueur alcaline jaune citron qui en provient se trouve à l'état de cyanure de fer et de potassium. Cette

solution filtrée jouit de la propriété de reproduire du bleu de Prusse en la remettant en contact avec du persulfate acide de fer ou un sel quelconque de peroxide de ce métal;

3° Les solutions d'ammoniaque, de chaux et de barite, se comportent avec le bleu de Prusse comme les alcalis précédents.

Les matières étrangères que l'on mélange le plus ordinairement au bleu de Prusse, sont l'alumine et le carbonate de chaux ou craie; cette dernière substance est surtout ajoutée au bleu de Prusse à l'état de pâte qu'on emploie dans la fabrication des papiers peints.

La quantité de ces matières peut être déterminée par diverses méthodes. La proportion d'alumine serait déterminée en calcinant un poids connu de bleu de Prusse et, traitant le résidu rougeâtre formé de peroxide de fer et d'alumine, par deux fois son poids de potasse caustique dans un creuset d'argent. L'alumine s'unit à la potasse et forme un composé soluble dans l'eau, d'où on peut la précipiter en saturant la liqueur alcaline par un acide; on constate ensuite que le résidu calciné avec la potasse est bien du peroxide de fer en le dissolvant dans l'acide hydrochlorique.

La présence de la craie dans le bleu de Prusse en pâte, employé dans la coloration des papiers, se reconnaît à l'effervescence vive qu'il produit en le mettant en contact avec un acide faible. Pour en déterminer la quantité on traite à froid un poids de ce bleu par un excès d'acide hydrochlorique faible, le carbonate de chaux se dissout avec effervescence, et le bleu de Prusse insoluble se sépare; on le recueille sur un filtre, pesé d'avance, et après l'avoir desséché à + 100, on en prend le poids. Il est nécessaire d'estimer aussi la quantité d'eau contenue dans ce bleu en pâte en en desséchant une portion.

On compose aussi pour les besoins des arts une combinaison d'amidon et de bleu de Prusse assez estimée par sa belle nuance, mais sa préparation est encore tenue secrète. On reconnaît facilement la présence de l'amidon dans ce bleu en le faisant bouillir dans l'eau, car la liqueur filtrée devient aussitôt d'un bleu d'indigo par la teinture d'iode. En faisant digérer ce bleu de Prusse particulier avec de l'acide sulfurique étendu, l'amidon est dissous et le bleu se précipite sans avoir éprouvé d'altération.

Usages. Le bleu de Prusse est très employé dans la peinture, soit à la gouache, soit à l'huile. Dans les arts chimiques on en fait usage pour obtenir le cyanure de mercure, et le cyanure de fer et de potassium.

Bleu Thénard. Dans le commerce on donne ce nom à la couleur bleue préparée avec le sous phosphate de cobalt mêlé d'alumine pour rappeler le nom du chimiste qui en a fait le premier l'application aux arts. (Voyez *Phosphate de cobalt.*).

BONBONS. *Leur coloration par des substances minérales* ou *organiques nuisibles.* Plusieurs observations ayant signalé les dangers survenus à la suite de l'ingestion dans l'estomac de bonbons ou dragées colorés par des substances vénéneuses ; et des réglements de police ayant enjoint aux confiseurs, distillateurs, etc., de s'abstenir de l'emploi de ces substances dans leur art, nous devons en les indiquant ici présenter les moyens de les reconnaître par des procédés simples.

Les substances dont il est défendu de faire usage pour colorer les bonbons, pastillages, dragées etc. sont pour les couleurs jaunes *le jaune de chrôme, la gomme gutte* ; pour les couleurs vertes *le vert de Scheéle et de Schweinfurt* ; pour les couleurs rouges *le minium, et le sulfure rouge de mercure ou le vermillon*, toutes ces préparations étant insolubles dans l'eau à l'exception de la gomme gutte qui s'y

dissout en partie, on peut les isoler en mettant en contact avec de l'eau froide une certaine quantité de ces bonbons ou sucreries qui dissout le sucre et les diverses matières extractives qui en forment la base. La solution étant abandonnée à elle-même laisse déposer la substance insoluble qu'on lave à plusieurs reprises et qu'on reçoit ensuite dans une petite capsule pour la dessécher à une douce chaleur.

Le jaune de chrôme ou chrômate de plomb se reconnaît facilement : 1° En le fondant au chalumeau avec du borax vitrifié, il donne un verre coloré en vert d'émeraude ; calciné avec un peu de soude sur le charbon, il donne au feu de réduction des grains de plomb. 2° En le faisant bouillir avec une solution de carbonate de potasse qui le décompose en donnant naissance à du chrômate de potasse. La solution d'un jaune citron étant saturée par l'acide nitrique devient orangé et précipite en rouge les solutions de protonitrate de mercure et d'argent, et en jaune la solution d'acétate ou de nitrate de plomb.

La gomme gutte se distingue à l'émulsion jaune que forment avec l'eau les bonbons qui contiennent une certaine quantité de cette gomme résine. Pour la séparer et la reconnaître on traite directement les bonbons par de l'alcool rectifié et on ajoute à la solution alcoolique de l'eau.

D'après un auteur anglais, M. Shanghnessy, la partie résineuse de cette gomme est précipitée ; on la reconnaît à la propriété qu'elle a de se redissoudre dans l'eau et de se colorer alors en rouge sous l'influence de quelques gouttes d'ammoniaque.

Le vert de Scheéle, qui est un arsénite de cuivre et *le vert de Schweinfurt*, qui est composé d'acétate et d'arsénite de cuivre, se reconnaissent surtout à l'odeur alliacée qu'ils exhalent lorsqu'on les calcine soit au chalumeau soit en les mettant sur un charbon ardent. Chauffées dans un tube

bouché après les avoir mêlées avec un peu de flux noir, ces préparations donnent un sublimé d'arsenic métallique.

Quant au minium, on le distingue du vermillon en ce qu'il devient brun-puce par l'acide nitrique, que calciné sur un charbon, il fournit des globules de plomb. Le vermillon inaltérable par l'acide nitrique froid change de couleur et brûle avec une flamme bleuâtre et l'odeur du soufre lorsqu'on le projette sur des charbons; calciné dans un petit tube avec un peu de limaille de fer, il fournit du mercure métallique.

Les substances qui peuvent être employées sans inconvénient par les confiseurs pour les bonbons, pastillages, dragées, etc. etc. sont pour les couleurs bleues: *l'indigo* et *le bleu de Prusse*; pour les couleurs rouges, *la cochenille*, *le carmin*, *la laque carminée*, *la laque du Brésil* et celle *de garance*; pour les couleurs jaunes on doit les extraire *du safran*, *de la graine d'Avignon*, *de la graine de Perse*, *du quercitron*, *du fustet*, ou employer *des laques de gaude*.

Les couleurs composées se préparent avec les couleurs simples ci-dessus, qu'on mélange les unes avec les autres dans différentes proportions pour obtenir les nuances qu'on désire.

BOL D'ARMÉNIE. Nom donné à une terre rouge, argilo-ferrugineuse, qu'on trouve non seulement dans l'Arménie, mais encore dans plusieurs endroits de l'Europe.

Cette terre, grasse au toucher, happe à la langue, sa densité varie de 1, 4, à 2. Elle est composée de silice, d'alumine, d'oxide de fer, et d'une petite quantité de carbonate de chaux.

On l'employait autrefois en médecine comme tonique et astringent.

BORATES. Ce genre qui comprend les combinaisons de

l'acide borique avec les bases, ne renferme qu'une seule espèce importante, c'est le borate de soude, toutes les autres espèces, à l'exception du borate de plomb, ne sont pas employées.

Tous les borates sont insolubles (ou peu solubles) dans l'eau, excepté ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithium. Ils sont indécomposables par la chaleur et susceptibles de se vitrifier lorsque l'oxide qu'ils contiennent n'est pas réductible par la chaleur seule.

Caractères distinctifs. 1° La plupart des borates sont très fusibles au chalumeau, et fondent avec une espèce de boursouflement occasionné par leur eau de cristallisation.

2° Leur solution aqueuse concentrée et chaude, laisse déposer des paillettes cristallines d'acide borique quand on y ajoute de l'acide sulfurique ou hydrochlorique.

3° Les solutions des nitrates de barite et de chaux produisent des précipités blancs avec les solutions concentrées des borates alcalins, mais les précipités sont redissous quand on ajoute un excès d'eau distillée.

4° Les solutions de nitrates de plomb et d'argent y forment des précipités blancs insolubles dans l'eau, mais solubles dans un excès d'acide nitrique.

5° Enfin en broyant un borate quelconque, soluble ou insoluble, avec l'acide sulfurique concentré, délayant la masse avec de l'alcool, celui-ci acquiert la propriété de brûler avec une flamme verte pâle.

On ne rencontre dans la nature que deux borates : le borate de soude et le borate de magnésie que les minéralogistes désignent encore sous le nom de *boracite*.

BORATE DE SOUDE. (*Borax, sous borate de soude, chrysocolle, borate sodique*, Berz.)

Ce sel qu'on trouve abondamment en solution dans l'eau

de certains lacs de l'Inde s'en précipite en cristallisant par évaporation spontanée. On le connaît alors dans le commerce, sous le nom de *tinkal* ou *borax brut*; importé sous cet état en Europe il se présente en petits prismes hexaédriques plus ou moins aplatis, tantôt incolores, tantôt jaunâtres ou verdâtres, gras au toucher et d'une odeur savonneuse. Cet aspect est dû à une matière grasse combinée à l'excès de soude contenue dans ce sel. On rencontre encore dans le commerce une autre espèce qui vient de la Chine et qui est cristallisée en masse confuse, on la connaît sous le nom de *borate de soude demi raffiné*.

Aujourd'hui toute la quantité de borax nécessaire aux besoins du commerce français se prépare directement en saturant l'acide borique qui provient des lacs de Toscane, par une certaine quantité de carbonate de soude, et soumettant la solution concentrée à une cristallisation régulière avant de le livrer au commerce.

Propriétés. Le borate de soude purifié se présente ordinairement en cristaux transparents ayant la forme d'un prisme hexaèdre comprimé, terminé par une pyramide trièdre, et contenant 0,47 d'eau : il a une saveur douçeâtre et alcaline. Sa densité est de 1,705 lorsqu'il est sec; exposé à l'air il s'effleurit à sa surface et perd sa transparence; chauffé il se fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle beaucoup et laisse une masse blanche poreuse, friable (borax calciné) qui se liquéfie complètement au dessus de la chaleur rouge, sans éprouver aucune altération. Le borate de soude fondu est anhydre, il a l'aspect et la transparence du verre; exposé à l'air il s'effleurit en absorbant un peu d'humidité.

L'eau à la température de $+ 15°$ en dissout 1/12 de son poids, et 1/2 à $+ 100°$. La solution a une réaction alcaline.

Composition. Le borate de soude anhydre est composé de :

Acide borique.....	30,95 ou	2 atomes.
Soude...........	69,05	1 atome.
	100,00	

Sa formule atomique = $\dot{Na}\,\overset{:::}{B}$; quand il est cristallisé, elle est $\dot{Na}\,\overset{:::}{B} + 10\,\dot{H}$.

Indépendamment de ce borate de soude ordinaire, il en existe un autre qui cristallise en octaèdre dans certaines circonstances et qu'on distingue du premier sous le nom de *borate de soude octaédrique ou borax octaédrique.* Il se produit facilement en abandonnant à un refroidissement lent et régulier, une solution bouillante de borax ordinaire marquant 30° à l'aréomètre de Baumé. Ce sel cristallise alors en octaèdres tant que la solution est au dessus de +56°, passé ce terme il cristallise en prismes. Le borate de soude octaédrique est en cristaux réguliers, plus durs et plus sonores que ceux du borate prismatique : sa densité est de 1,815. Il ne contient que 30,81 d'eau pour cent au lieu de 47 que renferme le borax ordinaire, c'est en raison de ces diverses qualités qu'il est préféré au premier pour braser le cuivre.

Sa formule atomique = $\dot{Na}\,\overset{:::}{B} + 5\,\dot{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau le borate de soude pur et cristallisé fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle beaucoup et se liquéfie à une chaleur rouge. Par le refroidissement il se transforme en un globule vitreux et transparent, que l'eau chaude peut redissoudre.

2° Traité par l'acide sulfurique hydraté il ne manifeste

aucun phénomène apparent, bien que l'acide borique soit séparé de sa combinaison avec la soude, mais si on délaie la masse avec de l'alcool, ce liquide étant enflammé brûle avec une flamme verdâtre.

3° Sa solution aqueuse verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi; elle se comporte avec les réactifs comme nous l'avons exposé aux caractères généraux des borates.

4° Enfin cette solution ne produit aucun précipité ni avec le bi-chlorure de platine ni avec la solution concentrée d'acide tartrique.

Caractères distinctifs du borate naturel ou tinkal. Ce borate chauffé fond aussi, mais en se boursouflant il noircit et répand une fumée d'une odeur de graisse brûlée; il donne un verre noirâtre, coloré par du carbone, qu'une insufflation prolongée au chalumeau blanchit surtout à la surface. Ce borax calciné redissous dans l'eau se comporte alors avec les réactifs comme le borate purifié.

Usages. Le borax fondu est employé comme flux ou fondant dans les soudures des métaux et dans les essais métallurgiques; dans ce dernier cas il détermine la fusion des oxides non réductibles par le charbon, en les vitrifiant et les séparant des métaux réduits.

Dans les expériences et essais au chalumeau on en fait aussi un fréquent usage pour distinguer un grand nombre d'oxides métalliques qui, se fondant avec lui, donnent des composés vitreux, de diverses teintes ou couleurs. On profite de cette propriété pour reconnaître souvent dans les divers minerais des quantités très peu considérables des oxides métalliques qui fournissent avec le borax des verres colorés.

Les oxides métalliques qui sont blancs ne colorent pas le borax, quelques uns lui donnent de l'opacité ou une teinte jaunâtre, les autres le colorent différemment.

Le borate de soude cristallisé est quelquefois employé

avec avantage dans l'analyse des gaz mélangés pour séparer les gaz acides sulfureux et hydrochlorique qu'il absorbe entièrement à la température ordinaire.

Essai du borax. Les variations que peut présenter le borax du commerce non seulement dans la quantité de soude qu'il contient, mais aussi dans la quantité d'eau, ont fait chercher un mode d'essai facile, capable de faire apprécier son titre commercial.

Ce procédé proposé par M. Gay-Lussac, consiste à déterminer la quantité d'acide sulfurique affaibli au vingtième, nécessaire pour l'exacte saturation de la soude.

L'essai se fait à la manière des essais alcalimétriques en générale. Des essais préliminaires ayant appris que 15 grammes de borax pur cristallisé, dissous dans l'eau, exigent 77,2 demi-centimètres cubes d'acide sulfurique contenant 1/20 d'acide concentré.

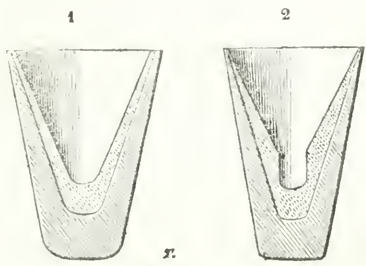
Pour expérimenter on dissout à chaud 15 grammes de borax dans 50 centimètres cubes d'eau, on ajoute à la solution les 9/10 de l'acide sulfurique nécessaire, et on laisse refroidir. On continue ensuite la saturation goutte à goutte jusqu'à ce que la solution qui a été colorée par un peu de teinture de tournesol passe de la couleur rouge vineux au rouge pelure d'ognon, ce qui est un indice que l'acide sulfurique est alors en léger excès. En retranchant de la quantité d'acide employée 3 gouttes, on a la proportion d'acide qui a servi à la saturation, et il ne s'agit plus que de la comparer à celle exigée par le borax pur pour connaître le titre de celui qu'on examine.

BORAX. (Voyez *Borate de soude.*)

BORE. Nom du radical de l'acide borique.

BOULES DE NANCI. On connaît sous ce nom dans le commerce, le tartrate de potasse et de fer épaissi et moulé en boules de la grosseur environ d'une noix. (Voyez *Tartrate de potasse et de fer.*)

BRASQUE. Dans les opérations métallurgiques on donne le nom de *brasque* à de la poudre de charbon seul ou à un mélange de poudre de charbon et d'une petite quantité d'argile détrempée, avec lequel on revêt les parois intérieures des creusets de terre, comme le représente la coupe ci-dessous de deux creusets 1 et 2.



Les creusets ainsi garnis d'une couche de poudre de charbon préalablement humecté avec un peu d'eau et bien tassée par pression contre les parois, sont désignés sous le nom de *creusets brasqués*. Ils ont de grands avantages sur les creusets nus, non seulement par leur solidité, et la propriété qu'ils ont de ne pas être perméables aux substances vitreuses qui y sont fondues, mais encore parce que la brasque en opérant la réduction des oxides métalliques par voie de cémentation, dispense d'ajouter du charbon ou un flux réductif.

BRÔMATES. Sels formés pour la combinaison de l'acide brômique et des oxides métalliques. Ce genre n'a encore été que peu étudié, aucune espèce ne se rencontre dans la nature. On les produit, soit directement, soit en faisant agir le brôme sur les oxides métalliques dissous ou délayés dans l'eau. Tous les brômates sont décomposés par la chaleur, ils se transforment en brômures en dégageant de l'oxigène.

Caractères distinctifs. 1° Projetés sur les charbons ardents ces sels déflagrent et scintillent vivement en se dé-

composant. Leur mélange avec le charbon et le soufre détone quand on le chauffe, ou par la percussion.

2° L'acide sulfurique concentré ne produit à froid aucun effet apparent sur eux, mais à chaud l'acide brômique se décompose en laissant dégager des vapeurs rutilantes de brôme et du gaz oxigène.

2° La solution aqueuse des brômates précipite en blanc le nitrate d'argent et le protonitrate de mercure, et ces précipités peu solubles dans l'eau sont redissous par un excès d'acide nitrique. L'acide sulfureux en réagissant sur la solution des brômates dégage le brôme de sa combinaison avec l'oxigène; il se manifeste alors une couleur jaune orangé avec l'odeur caractéristique du brôme.

BRÔME. Corps simple, métalloïde, qui n'a encore été trouvé qu'en combinaison, soit avec le magnésium, soit avec le sodium. Il accompagne le plus ordinairement le sel marin dans les différentes eaux salées, ainsi que dans les eaux de la mer. On l'extrait des eaux mères des salines en décomposant par le chlore le brômure de magnésium qui reste après la cristallisation du sel marin.

Propriétés. Le brôme est liquide à la température ordinaire, vu en masse il est d'une couleur rouge, brun foncé par réflexion, sa couleur est d'un rouge hyacinthe quand il est en couches minces ou qu'on l'examine par réfraction. Son odeur est très forte, et se rapproche beaucoup de celle du chlore; sa saveur est âcre et caustique; à la température de + 15, sa densité est de 2,966. Exposé à un froid de — 20 à — 22° il se solidifie et se transforme en une masse cristalline d'un gris de plomb foncé avec éclat métallique. Il entre en ébullition à + 47 degrés. Sa vapeur est rutilante comme celle de l'acide hyponitrique, elle se produit même au contact de l'air. L'eau en dissout une petite quantité, mais l'alcool et l'éther en dissolvent davantage et se colorent en rouge hyacinthe. Ces solutions s'altèrent peu à

peu à la lumière, se décolorent en se transformant pour la plus grande partie en acide hydrobrômique. Le brôme agit fortement sur la plupart des matières organiques, comme le chlore, et surtout sur les matières colorées. Il corrode la peau, la jaunit et forme une tache brune qui persiste jusqu'à la chute de l'épiderme.

Caractères distinctifs. Ce corps, lorsqu'il est pur, si facile à distinguer par ses propriétés physiques particulières, peut encore être reconnu lorsqu'il est en solution dans l'eau, par les caractères suivants :

1° Sa solution aqueuse, d'une couleur orangée, détruit instantanément la dissolution d'indigo, l'encre et la teinture de tournesol.

2° Agitée avec le quart de son volume d'éther elle se décolore presque entièrement, et l'éther coloré en rouge orangé par le brôme qu'il a dissout, surnage le liquide.

3° Cette solution mise en contact avec le nitrate d'argent produit un précipité blanc, floconneux, insoluble dans les acides, mais soluble dans l'ammoniaque; le protonitrate de mercure y occasionne aussi un précipité blanc insoluble dans l'eau, mais soluble et décomposable par cet alcali.

4° Enfin en agitant dans un flacon la solution aqueuse de brôme avec une petite quantité de limaille de zinc, la couleur jaune-orangé disparaît et il en résulte du brômure de zinc incolore qui reste en solution. Le chlore versé dans celle-ci en fait immédiatement reparaître la couleur et l'odeur.

Moyen de séparer le brôme du chlore.

M. Raffaele Piria pour séparer ces deux corps combinés ensemble ou unis à des radicaux métalliques, vient de proposer le procédé suivant qui est fondé sur la propriété que

possède l'alcool absolu de dissoudre facilement le brômure de barium et de n'exercer aucune action sur le chlorure.

La solution de ce problème est d'autant plus intéressante qu'elle permet aujourd'hui de reconnaître et d'estimer en même temps le brôme que l'on a rencontré depuis peu dans plusieurs eaux minérales.

Cette séparation consiste à transformer en chlorure et brômure de barium le liquide où se trouve en solution ces deux corps, à évaporer à siccité, et à traiter par l'alcool anhydre qui dissout le brômure et laisse intact le chlorure de barium.

Dans le cas où le chlore et le brôme existeraient dans une solution aqueuse, voici le procédé à suivre : on saturerait ces deux corps par de la limaille de zinc, le brômure et le chlorure formés seraient ensuite décomposés par l'eau de barite; et après avoir filtré on évaporerait dans une capsule le mélange de chlorure et de brômure de barium.

Pour séparer ces deux corps des eaux minérales, voici le procédé rationnel indiqué par M. Raffaele Piria. On traite à plusieurs reprises par l'alcool à 35° le résidu salin obtenu par l'évaporation des eaux minérales; les brômures et chlorures se trouvent ainsi séparés des carbonates et sulfates : on évapore à siccité la solution alcoolique et le résidu pulvérisé est introduit dans un petit matras luté muni à son ouverture d'un tube en S et d'un tube recourbé, dont l'extrémité libre plonge au fond d'un vase rempli d'une solution de barite. L'appareil étant ainsi disposé, et le matras légèrement chauffé, on verse par le tube en S de l'acide sulfurique étendu et l'on élève graduellement la température. Les acides hydrochlorique et hydrobrômique qui résultent de cette réaction, en se dégageant sont absorbés par la solution de barite. La saturation étant effectuée on sépare l'excès de barite par un courant de gaz acide carbonique; on filtre et on fait évaporer à siccité pour ob-

tenir le mélange de brômure et de chlorure de barium, dont le premier peut être séparé par l'alcool absolu. Son poids fait connaître celui du brôme qu'il contient. Il est préférable, suivant l'auteur, de doser le brôme, en décomposant le brômure de barium par le nitrate d'argent et déterminant le poids du brômure d'argent formé.

BRÔMURES. Composés résultant de l'union du brôme avec les corps simples ou composés; ils n'ont été encore que peu étudiés. On n'a rencontré jusqu'à présent dans la nature que deux brômures en solution dans les eaux salées, le *brômure de magnésium* et le *brômure de sodium.* Ces composés correspondent aux chlorures par leur composition et leurs principales propriétés.

Caractères distinctifs. 1° Les brômures des métaux alcalins n'éprouvent aucune altération de la part du calorique, ils entrent en fusion à une température élevée.

2° Traités par l'acide sulfurique concentré, ils produisent à froid une vive effervescence avec dégagement de vapeurs blanches mêlées de vapeurs jaunes rutilantes de brôme.

3° Calcinés dans un tube de verre avec du bisulfate de potasse ils laissent dégager un mélange de gaz acide sulfureux et de vapeurs de brôme faciles à reconnaître en raison de leur couleur rouge jaunâtre.

4° Dissous dans l'eau la solution de tous les brômures prend une couleur jaune orangé foncé par l'addition du chlore liquide qui met en liberté le brôme.

5° Enfin la solution de nitrate d'argent produit dans la solution des brômures un précipité blanc, floconneux, insoluble dans l'eau et les acides, mais soluble dans un grand excès d'ammoniaque.

Les brômures de potassium et de sodium sont les plus employés; on les distingue facilement l'un de l'autre par la solution de bichlorure de platine qui précipite en jaune

orangé la solution du premier et n'a pas d'action sur celle du second.

BRONZE. Nom technique et ancien donné à un alliage de cuivre et d'étain, formé dans certaines proportions (voyez *alliages de cuivre et d'étain*).

BRUCINE. Alcali organique découvert d'abord dans la fausse angusture qui est l'écorce du *strychnos nux vomica*. Cet alcaloïde existe en combinaison avec l'acide gallique, dans cette écorce. On l'a rencontré aussi dans la noix vomique elle-même et dans la fève de Saint-Ignace, accompagnant ordinairement la strychnine, et combiné dans les fruits de ces différentes espèces de strychnos à un acide organique qu'on a nommé acide *strychnique*.

Propriétés. La brucine purifiée et cristallisée se présente en prismes à quatre pans obliques, transparents et incolores, contenant 17 pour cent de son poids d'eau ou environ 6 atomes. Elle est inodore, sa saveur qui est d'une amertume forte persiste longtemps : chauffée, elle entre en fusion un peu au dessus de 100° et abandonne toute son eau ; en refroidissant elle prend la consistance de la cire fondue. Calcinée au contact de l'air, elle se boursoufle en se décomposant et brûle sans laisser de résidu. L'eau froide en dissout 1/850 et l'eau bouillante 1/500 de son poids ; elle se dissout facilement dans l'alcool et un peu dans les huiles volatiles : l'éther et les huiles grasses ne la dissolvent pas. Les solutions de brucine verdissent le sirop de violettes et ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide.

Les sels qu'elle forme avec les acides sont tous solubles, d'une amertume très prononcée, et pour la plupart cristallisables. Les alcalis minéraux décomposent leur solution et en isolent la brucine à l'état d'hydrate en flocons blancs. La formule de sa composition est $C^{64},H^{36},Az^{2},O^{6}$.

Caractères distinctifs. 1° Traitée à la température or-

dinaire par l'acide nitrique concentré, la brucine prend immédiatement une belle couleur rouge qui passe au rouge orangé. Cette couleur qui pourrait faire confondre cet alcali avec la morphine qui se comporte de la même manière, s'en distingue néanmoins en ce qu'elle se change en beau violet quand on y ajoute une solution de protochlorure d'étain, et alors il s'y forme en même temps un précipité de la même couleur.

2° En ajoutant à une solution alcoolique de brucine une goutte de brôme, la liqueur prend également une couleur violette.

Ces propriétés bien caractéristiques permettent donc de distinguer la brucine des autres alcaloïdes végétaux.

C.

CADMIUM. Métal particulier, découvert en 1818 par M. Hermann dans certains minerais de zinc. Son nom est dérivé du mot *cadmie*, dénomination donnée autrefois à ces minerais. Ce métal peu commun ne se rencontre dans ces minerais que dans une proportion qui s'élève de 1 jusqu'à environ 10 pour cent. On l'extrait par la voie humide.

Propriétés. Le cadmium se rapproche beaucoup de l'étain par sa couleur blanche qui tire un peu sur le gris bleuâtre. Il est mou, flexible, malléable, ductile et susceptible d'un peau poli. Sa densité est de 8,604, elle est de 8,694 quand il a été écroui ou martelé. Il entre en fusion à une température au dessous du rouge et cristallise facilement en octaèdres réguliers par le refroidissement; à une température un peu supérieure à celle de l'ébullition du mercure, il bout, se volatilise et distille ensuite. L'air sec ne lui fait éprouver aucune altération, mais à l'air humide il se ternit à sa surface et se recouvre au bout de quelque temps d'une légère pellicule grisâtre comme le zinc.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau à l'air libre, il s'enflamme facilement et brûle avec une flamme blanche en répandant une fumée jaune brunâtre inodore, qui dépose un enduit jaune d'oxide de cadmium sur les parties froides environnantes.

2° Ce métal dissous à chaud dans l'acide nitrique pur donne une dissolution limpide et incolore. Cette dissolution présente les propriétés suivantes : elle est précipitée en flocons blancs par la potasse, la soude et l'ammoniaque qui en isolent l'oxide de cadmium à l'état d'hydrate; le précipité est insoluble dans un excès de potasse et de soude, mais redissous facilement par un excès d'ammoniaque; l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y occasionnent un précipité jaune-orangé insoluble dans l'ammoniaque; le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc; l'iodure de potassium et le chrômate de potasse n'y forment aucun précipité lorsque ce métal est pur; enfin une lame de zinc décapée plongée dans cette dissolution en précipite le cadmium à l'état métallique, sous la forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc.

Usages. Le cadmium n'a encore reçu aucun emploi dans les arts; mais il est vraisemblable que si l'on parvient à se le procurer en plus grande quantité, et par des procédés économiques les arts pourront, en raison de sa malléabilité et de ses autres propriétés, en tirer un parti avantageux.

CALAMINE. Nom donné par les minéralogistes aux minerais de zinc oxidé et carbonaté.

CALCIUM. Radical métallique de la chaux qui n'est qu'un oxide de ce métal.

CALCULS. On désigne sous ce nom dans les sciences médicales, les concrétions qui se forment dans certaines cavités de l'économie animale. On en distingue un grand nombre suivant les différentes parties où ils se sont formés.

Les calculs *biliaires*, *intestinaux*, *urinaires* ou *vésicaux* sont les principaux.

Calculs biliaires. Ces calculs, suivant qu'ils existent dans la vésicule du fiel, le foie ou le canal cholédoque, sont distingués sous les noms de calculs *cystiques*, *hépatiques* et *hépato-cystiques*; ils sont dans l'espèce humaine ordinairement formés de quelques éléments de la bile qui se sont séparés à la suite d'affections particulières; quelquefois ils ne sont que la bile elle-même épaissie et agglomérée. Leur forme est variable, mais en général ellipsoïde, ils sont blancs, jaunâtres ou brunâtres; lisses et doux au toucher, composés de couches concentriques; parfois ils sont cristallisés et présentent des lames concentriques et cristallines disposées en rayons partant d'un centre commun.

Leur composition, dans l'espèce humaine, est susceptible de varier; on y rencontre généralement de 0,88 à 0,94 de cholestérine, est de 0,12 à 0,06 de matière colorante jaune de la bile; quelquefois ces principes sont mêlés d'une plus ou moins grande quantité de bile non altérée.

Analyse. La détermination de la nature des éléments contenus dans ces calculs et de leur proportion est une opération assez simple; elle consiste à traiter à plusieurs reprises ces calculs pulvérisés et séchés par de l'alcool à 88° bouillant et à filtrer la solution chaude; par le refroidissement la presque totalité de la cholestérine se précipite en larges lames blanches et nacrées, on la recueille sur un filtre pesé. Le résidu épuisé par l'alcool offre la matière jaune biliaire qui a pour caractère de se dissoudre dans la solution de potasse caustique. Pour s'assurer qu'elle ne contient pas de sels calcaires insolubles, il est utile d'en brûler une portion dans un creuset de platine et d'examiner la cendre qu'elle peut fournir.

Dans quelques animaux domestiques tels que le *cheval*,

le *bœuf* et la *vache*, on rencontre assez souvent des calculs biliaires assez volumineux; ces produits sont presque toujours composés de matière jaune biliaire et d'un peu de bile épaissie. Dans le porc on a eu l'occasion de trouver un peu de cholestérine et de résine biliaire au nombre des éléments des calculs biliaires trouvés dans cet animal.

Calculs intestinaux. On rencontre quelquefois dans les voies digestives des calculs; chez l'homme ils sont le plus souvent de la même nature que les calculs biliaires, et proviennent sans doute de la vésicule d'où ils sont sortis par des causes inconnues.

Dans les animaux on trouve fréquemment des calculs intestinaux qui ont une composition différente. Ces calculs ont été connus des anciens chimistes sous le nom de *bézoards*. On en a reconnu sept espèces qui sont composées savoir: 1re espèce, phosphate acide de chaux, phosphate de magnésie et mucus animal; 2e espèce, phosphate de magnésie et mucus; 3e espèce, phosphate ammoniaco-magnésien et mucus; 4e espèce de la même nature que les calculs biliaires; 5e espèce, matière résineuse verte et bile; 6e espèce, débris de boletus agglutinés par du mucus et recouverts d'une croûte de phosphate ammoniaco-magnésien; 7e espèce, poils feutrés et recouverts de mucus. Ceux qui composent cette espèce sont désignés sous le nom d'*égagropiles*; on les rencontre fréquemment dans l'espèce bovine et ovine.

Calculs salivaires. Ils se forment assez fréquemment dans les parotides ou les sublingnales et les conduits de la salive; ils sont blancs, plus ou moins durs, de forme ovoïde ou ellipsoïde plus ou moins alongée; quelques uns sont cylindroïdes, ils présentent des couches concentriques au milieu desquelles on trouve parfois un corps étranger pour noyau, surtout dans ceux qui se sont développés dans les canaux salivaires.

Chez l'homme, ces calculs sont composés de phosphate de chaux, d'une petite quantité de carbonate de chaux et de mucus salivaire. Chez les animaux herbivores c'est le carbonate de chaux qui prédomine dans cette espèce de calculs.

Calculs rénaux. Ils présentent plusieurs des éléments des calculs qui se forment dans la vessie.

Calculs urinaires, urétraux et vésicaux. Les calculs vésicaux, ainsi nommés parce qu'on les trouve dans la vessie, se rencontrent quelquefois dans les uretères et très rarement dans le canal de l'urètre; ils sont tantôt petits et multipliés, tantôt isolés et assez volumineux pour distendre la vessie : ordinairement leur forme est celle d'un sphéroïde ou d'un ovoïde plus ou moins aplati; leur couleur est variable, ils sont blancs ou blancs jaunâtres, jaunes clairs, jaunes foncés, quelquefois noirâtres à la surface; généralement ils sont formés de couches successives au centre desquelles se trouvent un noyau.

Les substances qu'on a signalées jusqu'à ce jour dans les calculs vésicaux humains sont : l'*acide urique*, l'*urate d'ammoniaque*, le *phosphate de chaux*, le *phosphate ammoniaco-magnésien*, l'*oxalate de chaux* rarement, l'*oxide cystique* ou *cystine*, l'*oxide xanthique* ou *xanthine*, la *fibrine* et la *silice*.

Ces diverses substances, surtout les cinq premières, se trouvent mêlées dans différentes proportions et constituent des *calculs mixtes*. Leur composition les a fait diviser en plusieurs espèces par Fourcroy et Vauquelin.

1° *Calculs d'acide urique pur*. Leur couleur est jaune-rougeâtre, leur surface lisse et polie; ils sont compactes et formés de couches concentriques.

Caractères distinctifs. Chauffés au chalumeau sur un charbon ou sur une feuille de platine, ils se charbonnent, fument et développent une odeur ammoniacale, empy-

reumatique, et ils laissent un résidu noir qui brûle presque entièrement lorsqu'on l'expose à la flamme extérieure. Ces calculs sont complètement solubles dans une solution de potasse caustique, sans répandre d'odeur d'ammoniaque; la solution alcaline saturée par les acides laisse précipiter l'acide urique à l'état d'hydrate, sous forme de flocons blancs très abondants, susceptibles de se redissoudre dans une grande quantité d'eau.

Si l'on chauffe sur une feuille mince de verre ou de platine une petite quantité de ces calculs avec de l'acide nitrique, il y a dissolution avec effervescence, et lorsqu'on vient à dessécher avec précaution le produit de la dissolution, il prend, par une douce chaleur, une belle couleur rouge. Cette coloration du résidu se développe encore et avec plus d'intensité lorsqu'on mouille la matière avec quelques gouttes d'ammoniaque faible.

Les calculs d'acide urique mêlé de phosphate terreux laissent un résidu, soit lorsqu'on les calcine au contact de l'air, soit lorsqu'on les traite par la solution de potasse.

2° *Calculs d'urate d'ammoniaque.* La couleur de ces calculs est d'un gris cendré.

Caractères distinctifs. Ils se comportent sous l'action du chalumeau comme ceux d'acide urique, et laissent souvent un résidu blanchâtre de carbonate de soude, provenant de l'urate de soude qu'ils contiennent quelquefois, d'après M. Berzélius. Une solution de potasse caustique les dissout entièrement, mais ils dégagent une forte odeur d'ammoniaque pendant leur dissolution.

3° *Calculs de phosphate de chaux.* Ces calculs sont blancs, quelquefois friables et plus ou moins durs.

Caractères distinctifs. Calcinés au chalumeau ils noircissent sans se boursoufler, répandent une odeur empyreumatique animale due au mucus qu'ils contiennent, et ils finissent par blanchir à un feu violent, sans fondre. Le

résidu de la calcination se gonfle au feu avec la soude, sans se vitrifier. Fondu avec l'acide borique et le fer, il donne un globule cassant de phosphure de fer. Les acides nitrique et hydrochlorique dissolvent entièrement ces calculs sans effervescence. La dissolution acide est précipitée en flocons blancs gélatineux par l'ammoniaque. L'acide sulfurique produit avec eux un magma blanc de sulfate de chaux peu soluble dans l'eau en les transformant en biphosphate de chaux très soluble.

Les solutions alcalines n'ont point d'action sur ces calculs.

4° *Calculs de phosphate ammoniaco-magnésien.* Ils ont une couleur blanche de craie et présentent des couches lamelleuses demi-transparentes et d'un aspect cristallin.

Caractères distinctifs. Chauffés sur une feuille de platine au chalumeau, ces calculs dégagent une forte odeur d'ammoniaque, noircissent, se gonflent, blanchissent en partie, et fondent ensuite en un globule blanc-grisâtre : ce qui leur a fait donner le nom de *calculs fusibles.* Traités par l'acide sulfurique étendu d'eau, ils se dissolvent entièrement et la dissolution forme avec l'ammoniaque un précipité blanc cristallin; les acides nitrique et hydrochlorique agissent de la même manière. Les solutions de potasse et de soude mises en ébullition avec ces calculs pulvérisés les décomposent avec dégagement d'ammoniaque en laissant pour résidu de la magnésie.

5° *Calculs d'oxalate de chaux.* Leur couleur est d'un brun-foncé; leur surface est inégale et ressemble aux tubercules agglomérées des mûres ce qui leur a fait donner le nom impropre de *calculs mûraux.*

Caractères distinctifs. Lorsqu'on les chauffe ils dégagent une odeur minérale, deviennent mats en même temps que leur couleur s'affaiblit. Après une ignition modérée ils laissent un résidu blanc qui se dissout avec vive effer-

vescence dans l'acide nitrique : si la calcination a été faite sur le charbon il reste de la chaux vive qui se délite par quelques gouttes d'eau, et donne une solution qui réagit à l'instar des alcalis sur le papier de tournesol rougi et le sirop de violettes.

Ces calculs sont insolubles dans les acides étendus d'eau, décomposés à l'aide de la chaleur par les solutions de carbonate de potasse ou de soude qui les transforment en oxalates de ces bases solubles et en carbonate de chaux insoluble.

6° *Calculs d'oxide cystique ou de cystine* Berz. Les calculs de cette espèce, très rares d'ailleurs, se présentent en une masse d'un jaune sale, translucide et irrégulièrement cristallisée. Leur surface est lisse avec un aspect cristallin, leur cassure est luisante et comme onctueuse.

Caractères distinctifs. Chauffés au chalumeau sur une feuille de platine, ils ne fondent point, prennent aisément feu et brûlent avec une flamme vert bleuâtre, en répandant une odeur caractéristique âcre et acide, un peu analogue à celle du cyanogène. Le résidu charbonneux brûle à une chaleur élevée en laissant un léger résidu blanc formé de phosphate de chaux.

Ces calculs ont de plus la propriété de se dissoudre dans tous les acides affaiblis, et dans les solutions alcalines; ils forment avec les premiers des combinaisons qui cristallisent par évaporation en aiguilles blanches divergentes. La cystine qui forme la base de ces calculs est précipitée entièrement des solutions alcalines, lorsqu'on vient à saturer celles-ci par les acides.

L'action de l'acide nitrique à chaud la détruit, et il en résulte par l'évaporation une masse d'un brun foncé, sans production de *couleur rouge* comme avec l'acide urique.

7° *Calculs d'oxide xanthique ou de xanthine*, Berz. Couleur brun-canelle, forme oblongue et arrondie.

Caractères distinctifs. Ils décrépitent au chalumeau, brûlent en laissant un peu de cendre et répandant une odeur différente de celle de l'oxide cystique et de l'acide urique, d'après le docteur Marcet.

Sous beaucoup de points, l'oxide xanthique qui forme ces calculs ressemble à l'acide urique, mais il s'en distingue essentiellement en ce que sa dissolution dans l'acide nitrique laisse après l'évaporation à siccité un *résidu jaune*, ce qui lui a fait donner le nom qu'il porte.

8° *Calculs siliceux.* Chauffés à part, ils noircissent par la matière organique qu'ils contiennent, donnent pour résidu une cendre infusible, quelquefois scoriacée, qui traitée par une petite quantité de soude, fond et se transforme en un verre transparent. Ces calculs sont aussi très rares.

Les calculs vésicaux des animaux varient suivant l'espèce d'animal. Dans le chien on a rencontré la plupart des éléments qui se trouvent dans les calculs urinaires de l'homme; mais les calculs des animaux herbivores sont seulement composés de carbonate de chaux qui en forme la partie essentielle, d'un peu de carbonate de magnésie et d'une très petite quantité de phosphate de chaux. Ils sont faciles à reconnaître à l'effervescence écumeuse très vive qu'ils produisent en se dissolvant dans l'acide nitrique ou hydrochlorique; au mucus concrété en flocons qui s'en sépare et au précipité peu volumineux de phosphate de chaux que produit l'ammoniaque, tandis que l'oxalate d'ammoniaque et le carbonnate de potasse y produisent des précipités abondants.

CALOMEL, CALOMÉLAS. Noms sous lesquels on désigne depuis longtemps en médecine et en pharmacie le protochlorure de mercure.

CAMÉLÉON MINÉRAL. Nom donné par Schéele au produit de la calcination du peroxide de manganèse avec la potasse (voyez *Manganésiate de potasse*).

CAMPHRE. Principe immédiat qui peut être considéré comme une véritable huile volatile concrète, existant dans plusieurs espèces de *laurus*, particulièrement dans les *laurus camphora* et *sumatrense*, d'où on le retire par distillation, ainsi que dans la racine ligneuse du *laurus cinnamomum* et celle du *cassia*.

Propriétés. Le camphre purifié, tel qu'on le trouve dans le commerce, se présente sous forme d'une masse solide, blanche, translucide, douée d'une odeur forte et pénétrante, d'une saveur piquante, amère, accompagnée de fraîcheur. Sa densité varie de 0,9857 à 0,9960. Il est légèrement onctueux au toucher, fragible et un peu flexible quand il est sec et qu'on cherche à le rompre.

Sa volatilité est assez grande pour qu'il s'en sublime une portion dans les vases où on les conserve.

Exposé à l'action du calorique, il entre en fusion à + 175 et bout à + 204, sa vapeur se condense sans avoir subi de décomposition. A l'air il n'est point altéré mais il s'enflamme facilement par l'approche d'un corps en combustion et brûle sans résidu avec une flamme brillante et fuligineuse.

Le camphre est peu soluble dans l'eau et se dissout facilement dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles. 100 parties d'alcool à 0,806 de densité en dissolvent 120 parties à + 12°. Cette solution alcoolique est abondamment précipitée par l'eau qui en sépare la plus grande partie du camphre.

Composition. D'après M. Liebig, ce principe immédiat est formé de :

Carbone..........	81,763 ou	12 atomes.
Hydrogène........	9,702	18 atomes.
Oxigène..........	8,535	1 atome.
	100,000	

Sa formule = $C^{12} H^{18} O^{1}$.

Caractères distinctifs. L'odeur particulière de ce principe, sa volatilité, sa combustibilité, sa solubilité dans l'alcool, sont des propriétés suffisantes pour faire distinguer le camphre des autres principes immédiats et s'assurer de sa pureté; toutefois en traitant à plusieurs reprises le camphre par dix à douze fois son poids d'acide nitrique, à 28° jusqu'à ce que l'acide nitrique cesse de se transformer en deutoxide d'azote, on le convertit en un acide particulier qui cristallise en petites aiguilles, et qu'on a nommé acide *camphorique.*

CANTHARIDINE. On a donné ce nom au principe dans lequel résident les propriétés vésicantes des cantharides. Ce principe immédiat découvert d'abord dans ces insectes a été trouvé dans plusieurs autres appartenant au même genre et particulièrement dans le mylabre de la chicorée, insecte qui est doué aussi de la propriété vésicante comme la cantharide.

Propriétés. La cantharidine se présente en petites lames blanches micacées ou en aiguilles inodores. Chauffée elle fond à $+210°$ et se volatilise en partie sous forme de petites aiguilles brillantes. Elle est insoluble dans l'eau ainsi que dans l'alcool froid, très soluble dans l'alcool et l'éther bouillants, d'où elle cristallise par le refroidissement. Les acides sulfurique et hydrochlorique concentrés en opèrent à chaud la dissolution, mais ils la laissent aussi précipiter en aiguilles; elle est soluble dans les solutions de potasse et de soude, mais l'ammoniaque est sans action sur elle.

CARBONATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide carbonique avec les oxides métalliques. On connait trois variétés de ce genre dans lesquels les quantités d'acide carbonique sont entre elles dans les rapports 1, 1 1/2 et 2, savoir : les *carbonates neutres*, les *sesquicarbonates* et les *bicarbonates.*

Tous les carbonates neutres sont insolubles dans l'eau,

à l'exception de trois, qui sont les carbonates d'ammoniaque, de potasse et de soude. Un excès d'acide carbonique rend plusieurs carbonates neutres solubles dans l'eau.

Exposés à l'action du feu, les carbonates neutres sont décomposés moins ceux à base de barite, de potasse et de soude; mais les bicarbonates de ces bases abandonnent la moitié de leur acide et repassent à l'état de carbonates neutres, indécomposables par le calorique.

Caractères distinctifs. 1° Les carbonates à quelque état de saturation qu'ils se trouvent, sont décomposés, à la température ordinaire, par tous les acides minéraux, principalement par ceux qui sont en solution dans l'eau; ils produisent avec eux une effervescence plus ou moins vive, sans vapeur sensible, due au dégagement du gaz acide carbonique.

2° Les carbonates solubles dans l'eau étant dissous présentent, indépendamment de cette propriété, celle de précipiter en flocons blancs les solutions de chaux, de barite et de strontiane, ainsi que la solution de sulfate de magnésie, en produisant des carbonates insolubles que les acides nitrique et hydrochlorique redissolvent avec effervescence.

3° Les sesquicarbonates et les bi-carbonates dissous dans l'eau se comportent comme les carbonates neutres avec l'eau de chaux et de barite; cependant les bicarbonates sont faciles à distinguer, en ce qu'ils ne forment pas à froid de précipité avec la solution de sulfate de magnésie, mais en chauffant la liqueur il y a une légère effervescence avec précipitation de sesquicarbonate de magnésie.

4° Les sesquicarbonates ne peuvent être reconnus *à priori* des carbonates neutres, il est nécessaire alors pour les distinguer de ces derniers de déterminer le rapport de l'acide à la base.

CARBONATE D'AMMONIAQUE. (*Sesquicarbonate d'ammoniaque, sesquicarbonate ammonique.* Berz.)

Ce sel désigné autrefois sous le nom de ***sel volatil d'Angleterre, sel volatil de corne de cerf, alcali volatil concret***, se prépare dans les laboratoires par la calcination d'un mélange de sel ammoniac avec de la craie.

Propriétés. Le sesquicarbonate d'ammoniaque se rencontre dans le commerce sous la forme d'une masse blanche, d'un demi-pouce à un pouce d'épaisseur, translucide, d'un grain cristallin et serré, d'une odeur très prononcée d'ammoniaque, et d'une saveur âcre et piquante. Il verdit fortement le sirop de violettes. Ce sel est si volatil qu'il se vaporise peu à peu à l'air libre, même à la température ordinaire; par son exposition à l'air il perd d'abord une portion d'ammoniaque, absorbe de la vapeur d'eau, et passe à l'état de bicarbonate. L'eau froide en dissout la moitié de son poids, mais par l'ébullition ce sel se sépare facilement de l'eau en raison de sa grande volatilité.

Composition. Le sesquicarbonate d'ammoniaque récemment obtenu est formé de :

Acide carbonique...	55,9	ou 3 atomes.
Ammoniaque......	28,9	4 atomes.
Eau...............	15,2	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $3\,CO^2, 4\,Az^1H^3, 1\dot{H}$.

Usages. La solution de ce sel est employée dans l'analyse minérale pour séparer la glucine et l'yttria de l'alumine; le protoxide de zinc du protoxide de cadmium, car un excès de ce sel jouit de la propriété de redissoudre par l'agitation les carbonates de glucine, d'yttria et de zinc. Pour séparer ces oxides il suffit après avoir filtré la liqueur,

de la faire bouillir pour volatiliser l'excès de carbonate d'ammoniaque qui les tenait en dissolution.

Le carbonate d'ammoniaque peut encore servir avec avantage pour décomposer et séparer certains sels métalliques qui seraient mêlés avec des sels à base de potasse ou de soude qui ne sont point décomposés par lui. Tous les sels ammoniacaux étant ou volatils ou décomposables par la chaleur en évaporant à siccité la solution où cette décomposition a été faite, et calcinant au rouge le résidu on obtiendrait ainsi le sel à base de potasse ou de soude.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur un charbon ardent le sesquicarbonate d'ammoniaque s'évapore *sans résidu* en exhalant une forte odeur d'ammoniaque.

2° Dissous dans l'eau froide sa solution ramène au bleu le papier de tournesol rougi, elle fait effervescence avec tous les acides, précipite l'eau de chaux et la solution de sulfate de magnésie en flocons blancs, et forme avec le bichlorure de platine un précipité jaune orangé.

3° Trituré avec une solution de potasse caustique ou un peu de chaux délayée dans l'eau, il laisse dégager une forte odeur ammoniacale.

Bicarbonate d'ammoniaque. (Bicarbonate ammonique. Berz.)

Ce sel se prépare en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans une solution du sel précédent.

Propriétés. Le bicarbonate d'ammoniaque est blanc, inodore, d'une saveur un peu piquante, mais qui n'est nullement alcaline. Il est moins soluble dans l'eau froide que le sesquicarbonate. Sa solution chauffée se décompose en gaz acide carbonique et en sesquicarbonate. Exposé à l'air il se volatilise peu à peu.

Composition. Ce sel renferme sur cent parties :

Acide carbonique...	56,8	ou 4 atomes.
Ammoniaque......	21,6	4 atomes.
Eau...............	22,6	1 atome.
	100,0	

Sa formule est $= 4CO^2, 4Az^1H^3, 1\dot{H}$.

Usages. Dans le laboratoire on emploie sa solution comme celle des autres bi-carbonates à base de potasse et de soude.

Carbonate de barite. (*Carbonate barytique.* Berz.)

Ce sel neutre se rencontre dans le règne minéral, il constitue une espèce que les minéralogistes ont désignée sous le nom de *Witherite.* Il se produit facilement dans la réaction d'un carbonate neutre soluble sur un sel de barite.

Propriétés. Le carbonate de barite artificiel se présente en une poudre blanche anhydre, excessivement peu soluble dans l'eau, car ce liquide n'en peut dissoudre que 1/4300 de son poids à la température ordinaire, et 1/2300 à + 100°. Il est indécomposable par la chaleur seule, les acides le décomposent facilement en présence de l'eau.

Composition. Ce sel est composé de :

Acide carbonique...	22,34	ou 1 atome.
Protoxide de barium.	77,66	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{B}a\ \ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur une lame de platine, ce sel fond très aisément et se convertit par la fusion en un verre limpide qui prend en refroidissant l'aspect d'un émail blanc; sur le charbon il finit par subir une vive effervescence, éclabousse et se décompose en laissant de la barite caustique.

2° Les acides nitrique et hydrochlorique affaiblis le dissolvent avec effervescence. Cette dissolution étendue d'eau précipite abondamment par l'acide sulfurique et les solutions des sulfates; l'acide hydrosulfurique, le cyanure de fer et de potassium, et l'ammoniaque, n'y produisent aucun effet. Cette dissolution présente d'ailleurs avec les réactifs tous les phénomènes qu'on observe avec les sels solubles de barite. (Voyez *Sels de barite.*)

Usages. Le carbonate de barite artificiel est employé avec avantage dans l'analyse des minéraux ou pierres qui contiennent des alcalis; à cet effet on mêle le minéral réduit en poudre fine avec cinq à six fois son poids de ce sel, et on fait rougir fortement le mélange pendant une heure ou une heure et demie dans un creuset de platine couvert. Après la calcination on délaie la masse dans l'eau distillée et on la dissout dans l'acide hydrochlorique. La dissolution étant évaporée à siccité, pour séparer l'acide silicique, on redissout dans l'eau et on précipite d'abord la barite par l'acide sulfurique distillé. Quant aux autres substances qui sont dissoutes on les précipite par une solution de sesquicarbonate d'ammoniaque. L'alcali qui existe dans le minéral reste à l'état de sel en dissolution avec le sel ammoniacal qui s'est formé, celui-ci est ensuite séparé par volatilisation de la liqueur et la calcination du résidu.

Carbonate de chaux. (*Carbonate calcique.* Berz.)

Ce sel qu'on rencontre abondamment dans tous les terrains tant anciens que modernes constitue une grande variété de minéraux, qui existent surtout dans les terrains intermédiaires et en plus grande quantité dans les terrains secondaires et tertiaires. Il se présente sous toutes sortes d'aspects; pur et cristallisé en rhomboïde (*spath calcaire*); cristallin et concrétionné (*albâtre*); en masses saccharoïdes (*marbre statuaire*); en masses compactes à cassure unie

ou grenue (*pierre à chaux, pierre à bâtir*) ; enfin en masses terreuses friables tachant les doigts (*craie.*)

On le trouve aussi dissous en petite quantité dans la plupart des eaux de sources et de citernes à la faveur d'un petit excès d'acide carbonique.

Propriétés. Le carbonate de chaux naturel diffère beaucoup par ses différents caractères physiques du carbonate préparé artificiellement. Toutefois il est blanc, insoluble dans l'eau, et décomposable par une chaleur rouge qui laisse de la chaux vive pour résidu. L'eau saturée d'acide carbonique peut le dissoudre, et cette dissolution se décompose ou par son exposition à l'air ou lorsqu'on la chauffe.

Composition. Ce sel est formé de :

Acide carbonique...	43,61	ou 1 atome.
Protoxide de calcium.	56,59	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{Ca}\,\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Les différentes variétés de carbonate de chaux calcinées au chalumeau sur le charbon deviennent caustiques et brillent d'un éclat vif particulier aussitôt que le dégagement d'acide carbonique est terminée; le résidu blanc s'échauffe avec de l'eau, se délite et sa solution aqueuse réagit comme un alcali sur le papier de tournesol rougi.

2° L'acide nitrique et l'acide hydrochlorique font une vive effervescence avec le carbonate de chaux qu'ils décomposent et dissolvent entièrement. La dissolution n'est point précipitée par l'ammoniaque, mais l'acide sulfurique y produit un précipité blanc lorsqu'elle est concentrée, tandis que le même acide ne la précipite plus quand elle est étendue d'une grande quantité d'eau.

3° L'oxalate d'ammoniaque mêlé à la dissolution neutralisée par l'ammoniaque y occasionne un précipité blanc pulvérulent, même quand la dissolution est additionnée de beaucoup d'eau.

Usages. Plusieurs variétés de carbonate de chaux naturel sont employées dans les laboratoires pour obtenir le gaz acide carbonique. Dans les arts les usages de ce sel sont très étendus.

Carbonate de cuivre. (*Deutocarbonate de cuivre bibasique. carbonate bicuirrique.* Berz.) Ce sel à l'état basique et hydraté constitue deux variétés minérales, l'une mamelonnée, d'une belle couleur verte, est nommée *malachite*; l'autre, en cristaux d'un beau bleu foncé est désignée sous le nom d'*azur de cuivre*, bleu de montagne.

Propriétés. Le deutocarbonate de cuivre bibasique obtenu par précipitation d'un sel de deutoxide de cuivre par un carbonate alcalin, est sous forme d'une poudre bleuâtre, insoluble dans l'eau, et qui devient brune par l'eau bouillante en perdant son eau de combinaison.

Composition. Ce sel bibasique est composé d'après M. Berzélius de :

Acide carbonique......	19,95	ou 1 atome.
Deutoxide de cuivre	71,84	2 atomes.
Eau	8,21	1 atome.
	100,00	

Sa formule est donc : $2 \dot{Cu} \ddot{C} + \dot{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés au chalumeau, les différents carbonates de cuivre noircissent d'abord et se réduisent dans la flamme intérieure, mais aussitôt que l'insufflation cesse, la surface rouge du cuivre se réoxide à l'air et devient noire ou brune.

2° Fondus au feu d'oxidation avec le borax, ils donnent

un beau verre vert qui devient incolore au feu de réduction, mais qui prend en se solidifiant, une teinte rouge et opaque.

3° L'acide nitrique dissout avec effervescence le carbonate de cuivre en produisant une dissolution d'une belle couleur bleue.

4° Cette dissolution précipite en flocons bleu-ciel par la potasse ; l'ammoniaque versée avec précaution y forme un précipité blanc bleuâtre qui se redissout entièrement dans un excès d'ammoniaque en donnant une belle couleur bleue foncée ; le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité rouge lie de vin ; enfin une lame de fer décapée en sépare le cuivre à l'état métallique.

Carbonate de fer. (*Protocarbonate de fer, carbonate ferreux.* Berz).

Ce sel se trouve dans la nature cristallisé en rhomboèdres qui ressemblent à ceux du carbonate de chaux. On en distingue deux variétés principales : Le fer carbonaté cristallin ou *fer spathique*, le *fer carbonaté compacte ou argileux.*

Le premier est d'un blanc un peu blond et nacré, il devient jaunâtre à l'air ; le second est gris ou gris noirâtre, à cassure grenue. On le rencontre dans les terrains houillers calcaires et dans les argiles.

La plupart des eaux minérales ferrugineuses renferment de petites quantités de ce sel dissoutes par un excès d'acide carbonique.

Le protocarbonate de fer se prépare dans les laboratoires en décomposant un sel de protoxide de fer par un carbonate neutre alcalin, il se dépose à l'état d'hydrate sous forme de flocons blancs bleuâtres qui ne tardent pas à verdir à l'air, et à devenir jaunes. Ce sel, en absorbant de l'oxigène, perd une partie de son acide carbonique.

Composition. Il est formé de :

Acide carbonique......	38,53
Protoxide de fer	61,47
	100,00

Sa formule = $\dot{Fe}\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Exposé à une douce chaleur le carbonate de fer naturel noircit, et laisse pour résidu du deutoxide de fer attirable au barreau aimanté.

2° Traité par l'acide hydrochlorique ou sulfurique faible, il se dissout avec une légère effervescence, la dissolution est incolore ou à peine colorée, les alcalis y produisent un précipité blanc verdâtre qui brunit et devient jaune d'ocre par la solution du chlore; le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc bleuâtre qui prend une teinte bleue foncée par l'addition du chlore.

CARBONATE DE MAGNÉSIE. (*Carbonate magnésique.* Berz.) Sous-carbonate de magnésie, *magnésia alba* des anciens chimistes, *magnésie anglaise.*

Dans la nature on rencontre ce sel sous forme d'une masse blanche, à cassure terreuse qu'on connaît sous le nom de *magnésite.* Il existe aussi mêlé en différentes proportions avec le carbonate de chaux et constitue alors le *calcaire magnésien*, variété à laquelle appartient particulièrement la *dolomie.*

On se procure ordinairement le carbonate de magnésie pur en précipitant à chaud, soit une solution de sulfate de magnésie par une solution de carbonate de potasse neutre, lavant et séchant ensuite le précipité obtenu, soit en opérant sur les eaux de source qui contiennent de ce sel.

Propriétés. Le carbonate de magnésie se trouve dans le commerce moulé en petits parallèlipipèdes très blancs et très légers, ou sous forme d'une poudre blanche. Il est insi-

pide, insoluble dans l'eau, et verdit le sirop de violettes; exposé à une chaleur rouge, il se décompose, perd tout à la fois l'eau et l'acide carbonique qu'il contient, et laisse son oxide à l'état de pureté.

Composition. Ce sel renferme 19,48 pour cent d'eau; anhydre il est composé de :

Acide carbonique...	51,59	ou 1	atome.
Magnésie..........	48,41	1	atome.
	100,00		

Sa formule = $\dot{Mg}\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° L'acide sulfurique étendu d'eau le dissout entièrement avec une vive effervescence.

2° Sa dissolution acide n'est point précipitée par l'ammoniaque, mais par la solution de potasse caustique, qui y produit un précipité blanc gélatineux insoluble dans un excès de cet alcali.

3° La solution de bicarbonate de potasse ou de soude ajoutée à cette dissolution ne forme point de précipité à froid; mais en chauffant ce mélange, la liqueur se trouble, et il se produit un précipité blanc, pulvérulent, de carbonate neutre de magnésie.

Bicarbonate de magnésie. (*Bicarbonate magnésique*).

Ce sel existe en solution dans certaines eaux minérales. On l'obtient en dissolvant dans l'acide carbonique le carbonate neutre délayé dans l'eau, on ne peut l'obtenir cristallisé, car il se décompose même à l'air en perdant la moitié de son acide carbonique.

Carbonate de manganèse. (*Carbonate manganeux*).

Le protocarbonate de manganèse se rencontre dans le règne minéral, mais jamais à l'état du pureté; il est mêlé soit à du carbonate de chaux, soit à du protocarbonate de fer. Préparé artificiellement il est en poudre blanche

insoluble qui se décompose à une chaleur rouge, et laisse du protoxide de manganèse qui se transforme bientôt au contact de l'air en deutoxide ou tritoxide.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon il devient brun-noir au feu de réduction ; ce résidu fondu avec du borax à la flamme extérieure donne un verre violet, couleur d'améthyste qui devient incolore en le chauffant fortement au feu de réduction.

2° L'acide hydrochlorique étendu d'eau le dissout avec une légère effervescence. La dissolution incolore forme avec la potasse un précipité blanc qui ne tarde pas à jaunir au contact de l'air et à passer immédiatement au brun par la solution de chlore.

3° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc qui est un peu bleuâtre quand on expérimente sur le carbonate de manganèse naturel qui renferme un peu de carbonate de fer.

Carbonate de plomb. (*Protocarbonate de plomb, carbonate plombique.* Berz.)

Ce sel est connu dans les arts sous les noms de *blanc de plomb, blanc de céruse, blanc d'argent.*

On le rencontre dans la nature mêlé à quelques minerais de plomb et de zinc. Il est tantôt cristallisé en prismes tétrèdres ou en aiguilles blanches avec reflet nâcré, tantôt il se présente en masse amorphe.

Ce sel est préparé dans les arts, soit en exposant dans des pots des lames de plomb minces à la vapeur du vinaigre, soit comme on le pratique aujourd'hui en France et dans quelques autres pays, en décomposant une solution de sous acétate de plomb par le gaz acide carbonique.

Propriétés. Le carbonate de plomb est anhydre, blanc, pulvérulent, insipide, insoluble, mais un peu soluble dans l'eau saturée d'acide carbonique. Exposé à l'action de la

chaleur il se décompose en laissant du protoxide de plomb qui fond à une chaleur rouge obscur.

Composition. Ce sel est formé sur cent parties de :

Acide carbonique......	16,48	ou 1	atome.
Protoxide de plomb.....	83,52	1	atome.
	100,00		

Sa formule = $\dot{P}b\ \ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé légèrement au chalumeau sur un charbon, il perd immédiatement sa couleur blanche et devient jaune, le carbonate naturel décrépite en même temps. En continuant de le chauffer à la flamme extérieure, il fond en une perle transparente qui devient laiteuse en se solidifiant; au feu de réduction l'oxide est réduit avec effervescence, et on obtient un petit globule de plomb.

2° Projeté sur un charbon incandescent, ce sel présente en partie les phénomènes décrits ci-dessus, en activant surtout la combustion du charbon par l'insufflation avec la bouche.

3° Traité par l'acide nitrique pur étendu d'eau, le carbonate de plomb se dissout avec effervescence en donnant une dissolution incolore, d'une saveur sucrée et styptique.

4° Cette dissolution précipite en blanc par les alcalis, l'acide sulfurique et les carbonates alcalins; en noir par l'acide hydrosulfurique; en jaune doré par l'iodure de potassium ; une lame de zinc en précipite le plomb à l'état métallique sous forme de petites lames brillantes.

Usages. Ce sel tel qu'on le rencontre dans le commerce est rarement pur ; sous ce dernier état, il est particulièrement connu sous le nom de *blanc d'argent* ou de *krems*, et employé par les peintres d'histoire. Le plus souvent celui dont on consomme de grandes quantités dans les arts

est mêlé *de craie* ou de *sulfate de barite* pour lui donner de l'opacité. Ces divers mélanges sont connus sous les noms particuliers de *blanc de Venise*, *blanc de Hambourg*, *blanc de Hollande.*

La présence de la craie dans ces produits peut être reconnue et appréciée en dissolvant le blanc de plomb dans l'acide nitrique faible, étendant d'eau sa dissolution, et y faisant passer un courant de gaz hydrosulfurique pour séparer tout le plomb à l'état de sulfure. La liqueur filtrée et chauffée ensuite, fournit avec la solution de carbonate de potasse ou de soude un précipité blanc de carbonate de chaux.

Quant à la présence du sulfate de barite, on la constate en traitant le blanc de plomb qui en contient par l'acide nitrique; le résidu insoluble, calciné avec du charbon, se dissout ensuite dans l'acide nitrique avec dégagement d'acide hydrosulfurique, et donne une dissolution qui présente avec les réactifs tous les caractères des *sels de barite* (voyez ce mot).

Carbonate de potasse. (*Carbonate potassique*, Berz.)

Noms anciens, *alcali fixe du tartre*, *sel de tartre*, *nitre fixé par le charbon*, *alcali végétal*, *alcali dulcifié.*

Ce sel fait partie constituante des cendres des végétaux où il est mêlé avec divers sels alcalins; on le trouve aussi en plus ou moins grande quantité dans les différentes potasses du commerce auxquelles il donne leurs principales propriétés.

On l'obtient pur de la calcination du tartre, ou par la déflagration d'un mélange de ce sel avec le nitrate de potasse.

Propriétés. Le carbonate de potasse est solide, blanc inodore, d'une saveur âcre, mais non caustique; il a une réaction alcaline sur le sirop de violettes et le papier de tournesol rougi par les acides. Chauffé il fond un peu au-dessus

de la chaleur rouge et n'éprouve aucune altération par cet agent. Exposé à l'air il en attire la vapeur d'eau et se résout en un liquide oléagineux désigné autrefois sous le nom d'*huile de tartre par déliquescence.* Il est très soluble dans l'eau , mais insoluble dans l'alcool pur. Sa solution aqueuse concentrée jusqu'à 1,620 de densité le laisse cristalliser à l'abri de l'air en longues tables rhomboïdales contenant 20 pour cent d'eau.

Composition. Le carbonate de potasse anhydre est formé de :

Acide carbonique.....	31,82 ou	1 atome.
Protoxide de potassium.	68,18	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{K}\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel à l'état de pureté est facile à distinguer par l'effervescence vive qu'il produit avec tous les acides ; par les précipités que forme sa solution avec l'eau de chaux et l'eau de barite précipités qui se redissolvent avec effervescence dans les acides nitrique et sulfurique.

2° La solution de carbonate de potasse pur, saturée par l'acide nitrique, n'est nullement troublée ni par le nitrate de barite ni par le nitrate d'argent ; le bichlorure de platine y forme un précipité jaune orangé, et la solution d'acide tartrique un précipité blanc cristallin.

Usages. Le carbonate de potasse est très employé dans un grand nombre d'analyses minérales pour décomposer plusieurs sels métalliques et séparer leurs oxides.

Bicarbonate de potasse. (Carbonate de potasse saturé, bicarbonate potassique. Berz.)

On le prépare dans les laboratoires en saturant d'acide carbonique une solution concentrée de carbonate neutre de potasse.

Propriétés. Ce sel est blanc, d'une saveur légèrement alcaline, nullement âcre : il cristallise en prismes tétraèdres rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres, mais le plus souvent en masse confuse ; il verdit un peu le sirop; l'air ne lui fait éprouver aucune altération. Le calorique lui fait perdre 8,97 pour cent d'eau de cristallisation et la moitié de l'acide carbonique qu'il contient. Il se dissout dans quatre parties d'eau froide. Sa solution aqueuse chauffée abandonne un quart de l'acide carbonique qu'elle contient, et le sel se trouve transformé en sesquicarbonate.

Composition. Le bicarbonate de potasse est formé de :

Acide carbonique.....	48,28	ou 2 atomes.
Protoxide de potassium.	51,72	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{K}2\ddot{C}$.

Caractères distinctifs. Ce sel présente avec les réactifs la plupart des caractères du carbonate neutre, mais on l'en distingue facilement en ce que sa solution aqueuse dégage de l'acide carbonique par la chaleur et qu'elle ne précipite point la solution de sulfate de magnésie à froid ; d'un autre côté nous avons constaté que l'infusion de noix de galles concentrée mise avec une solution étendue de ce bicarbonate ne se colore en vert qu'au bout de plusieurs heures, tandis que cette coloration se manifeste avec le carbonate neutre en quelques minutes.

Usages. Dans les laboratoires la solution de ce bicarbonate est fréquemment employée pour séparer la magnésie de ses dissolutions et précipiter la plupart des bases avec lesquelles elle est mélangée.

Carbonate de soude. (*Carbonate sodique.* Berz.) *Sous-carbonate de soude, sel de soude, alcali minéral.*

Ce sel qui existe naturellement en solution dans l'eau

de plusieurs lacs de l'Égypte, de la Hongrie et de l'Amérique, est connu sous le nom de *natron* depuis longtemps. On le trouve aussi dans plusieurs eaux minérales et dans les cendres de tous les végétaux qui croissent sur les bords de la mer.

On l'obtient dans les arts de la lixiviation des soudes naturelles du commerce, ou de la décomposition de sulfate de soude par le charbon et la craie.

Propriétés. Le carbonate neutre de soude se présente cristallisé en prismes rhomboïdaux, ou en pyramides quadrangulaires à sommets tronqués et appliqués base à base. Il a une saveur âcre et alcaline, verdit fortement le sirop et ramène au bleu le papier de tournesol rougi. Exposé à l'air, il s'effleurit et tombe en poussière en perdant une partie de son eau de cristallisation; au feu il fond aisément dans cette eau de combinaison, se boursoufle, se dessèche ensuite, et éprouve à une température rouge la fusion ignée sans s'altérer.

Composition. Ce sel cristallisé renferme 62,9 d'eau ou 10 atomes; desséché il est formé de :

Acide carbonique......	41,42	ou 1	atome.
Protoxide de sodium....	58,58	1	atome.
	100,00		

Sa formule = $\dot{N}a\ \ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Le carbonate de soude pur cristallisé, projeté sur les charbons ardens, fond aussitôt, se boursoufle et se dessèche ensuite en une masse blanche friable.

2° Sa solution aqueuse réagit à la manière des alcalis sur les réactifs colorés; elle fait vive effervescence avec tous les acides, précipite les solutions de chaux et de ba-

rite en flocons blanc ainsi que leurs sels, et les précipités sont entièrement redissous avec effervescence par les acides nitrique et hydrochlorique.

3° Le nitrate d'argent produit un précipité blanc dans la solution de ce sel pur, mais le précipité est aussi redissous en totalité par l'acide nitrique pur.

4° Enfin le carbonate de soude ne peut être confondu avec le carbonate de potasse, parce que sa solution concentrée ne forme point de précipité, ni avec le bichlorure de platine, ni avec la solution d'acide tartrique ajoutée en excès.

Usages. Ce sel est employé dans les laboratóires aux mêmes usages que le carbonate de potasse.

Sesqui carbonate de soude. (Sesqui carbonate sodique. Berz). On rencontre ce sel en solution dans l'eau de plusieurs marais des Indes orientales, ainsi que dans certains lacs de nation en Hongrie et surtout en Egypte. On le désigne dans le commerce sous le nom de *sel de trona.* Il se présente en une masse solide striée, très dure et inaltérable à l'air, quoique renfermant 28, 8 pour cent d'eau de cristallisation. Il contient ordinairement quelques centièmes de chlorure de sodium et de sulfate de soude.

Bicarbonate de soude. Carbonate de soude saturé. (*Bicarbonate sodique.* Berz.)

Ce sel se trouve en solution dans la plupart des eaux minérales gazeuses, et particulièrement dans les eaux de Vichy et de Mont-d'Or. On le prépare artificiellement en sursaturant d'acide carbonique la solution concentrée de carbonate neutre de soude.

Propriétés. Le bicarbonate de soude cristallise en prismes rectangulaires à quatre pans, sa saveur est faiblement alcaline. Il est soluble dans 13 parties d'eau froide ; sa solution réagit à la manière des alcalis sur la teinture de tournesol rougi ; chauffée elle se décompose avec dégagement

d'une partie de l'acide carbonique et le sel se transforme en sesquicarbonate de soude.

Composition. Ce sel hydraté contient 10,74 d'eau pour cent ou 1 atome; anhydre il est formé de :

Acide carbonique......	58,48	ou 2 atomes.
Protoxide de sodium...	41,62	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{Na}\ 2\ \ddot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents il ne fond point, devient opaque en perdant son eau de cristallisation.

2° Sa solution aqueuse se comporte comme celle du carbonate neutre, excepté qu'elle ne précipite pas à froid les sels de magnésie et que, comme celle du bicarbonate de potasse, elle laisse dégager une partie de l'acide carbonique lorsqu'on la porte à l'ébullition.

Usages. Le bicarbonate de soude est employé comme réactif aux mêmes usages que le bicarbonate de potasse. Dans les essais docimastiques il sert de fondant, soit seul, soit lorsqu'il est mélangé à la moitié de son poids de borax. Ce flux composé agit favorablement sur l'oxide à réduire, en même temps qu'il fait fondre les matières étrangères non réductibles par le charbon.

CARBONE. Corps simple, métalloïde, très répandu dans la nature, se présentant sous divers états et sous diverses formes; dans son état de pureté parfaite, il constitue *le diamant*, corps rare dans la nature que l'art n'a pu encore obtenir ni préparer.

Le carbone que l'on obtient par la décomposition des substances organiques est ordinairement désigné sous le nom de *charbon*; il est tantôt d'un noir foncé et mat, et tantôt d'un gris noir avec éclat métallique; il contient tou-

jours une certaine proportion d'hydrogène et le plus souvent une petite quantité de matières salines qu'il laisse après sa combustion.

Caractères chimiques. Quel que soit l'état sous lequel on considère le carbone, ses propriétés chimiques sont identiques, il brûle dans l'air ou dans le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, variable suivant sa densité et sa dureté, et se transforme entièrement en gaz acide carbonique sans laisser de résidu s'il est pur. Le gaz qui résulte de cette combustion représente en somme le poids du carbone brûlé et celui de la quantité d'oxigène qui l'a déterminée.

CARBURES. Noms donnés aux différents composés artificiels que produit le carbone avec quelques métaux. Deux carbures sont seulement employés dans les arts; ce sont les carbures de fer qui constituent les diverses fontes et aciers. (Voyez ces mots.)

CARMIN. On connaît dans le commerce sous ce nom une matière colorante d'une belle couleur rouge, très employée par les peintres, et qu'on prépare avec le principe colorant de la cochenille.

Le carmin est formé de *carmine* (principe colorant de la cochenille) et d'une matière animale particulière unie à un acide étranger qu'on ajoute dans sa fabrication.

Propriétés et caractères distinctifs. Il se présente sous forme d'une poudre très légère, inodore, insipide, qui se charbonne sur une lame de platine chauffée en répandant une odeur de corne brûlée. L'eau n'a point d'action sur lui, mais l'ammoniaque liquide le dissout en totalité en ne laissant qu'un faible résidu d'alumine qui y a été ajoutée pendant sa préparation.

L'action dissolvante que l'ammoniaque exerce sur le carmin pur permet de distinguer les diverses sortes de carmin que l'on vend dans le commerce sous différents

numéros, et qui renferment toujours plus ou moins d'alumine ajoutée avec intention, ou bien une certaine quantité de vermillon (sulfure rouge de mercure) qui en augmente le poids.

CARMINE. Nom adopté pour désigner le principe colorant pur de la cochenille et de quelques autres insectes du même genre.

Propriétés. La carmine, dans son état de pureté, est d'un rouge pourpre très éclatant; elle adhère avec force aux parois des vases sur lesquels elle s'est attachée. Son aspect est grenu et comme cristallin; elle est inaltérable à l'air. Chauffée, elle fond à + 50° et se décompose à l'instar des matières organiques non azotées.

Caractères distinctifs. 1° Calcinée sur une lame de platine elle se boursoufle, se charbonne en émettant une fumée piquante empyreumatique et acide. Le charbon qu'elle laisse brûle sans résidu.

2° L'eau et l'alcool la dissolvent même à froid en se colorant en beau rouge tirant sur le cramoisi.

3° La solution aqueuse prend une couleur rouge vif en présence d'une petite quantité d'un acide minéral faible, et rouge-jaunâtre par une plus grande proportion. Les alcalis font virer sa couleur au violet cramoisi, ainsi que la barite et la strontiane; mais l'eau de chaux y produit un précipité violet; le protochlorure d'étain précipite sa solution en violet, tandis que le deutochlorure fait tourner seulement au rouge écarlate la couleur de cette solution; enfin l'acétate de plomb et la solution de protonitrate de mercure y produisent des précipités violets.

CENDRES. On donne le nom de cendres au résidu solide et fixe que laissent les substances organiques après leur complète combustion.

Les cendres des végétaux ne forment jamais que quelques centièmes de leur poids. Elles sont composées le plus

ordinairement de sels alcalins solubles; savoir : de *carbonate de potasse*, de *sulfate de potasse*, d'une petite quantité de *phosphate de potasse* et de *chlorure de potassium;* de sels et d'oxides insolubles, tels que *carbonate de chaux, phosphate de chaux*, *silice*, *alumine*, *oxides de fer* et de *manganèse*, substances qui proviennent toutes du sol ou du terreau qui a servi à nourrir ces plantes. Dans les cendres des plantes marines on trouve des sels solubles à base de soude.

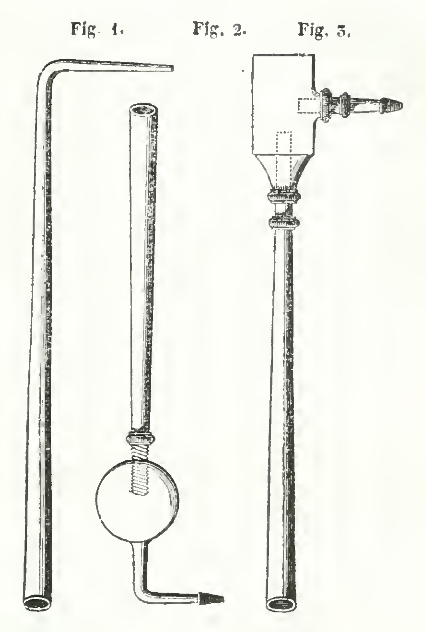
L'analyse des cendres s'effectue facilement en traitant une portion par l'eau bouillante pour dissoudre tous les sels solubles dont la quantité est déduite du poids du résidu laissé par l'évaporation de la dissolution. La nature de ce résidu et les proportions des substances salines qui y sont contenues sont déterminées par les réactifs qu'on y fait ensuite agir.

Cendres bleues. Nom donné dans les arts à une belle couleur bleu-ciel qui est formée d'un mélange d'hydrate de chaux, et d'hydrate de deutoxide de cuivre.

CÉTINE. Nom scientifique sous lequel on désigne en chimie le *blanc de baleine*.

CHALUMEAU. Instrument employé en chimie et en minéralogie à des essais pyrognostiques sur les substances inorganiques, dont l'objet est d'étudier le mode d'action de la chaleur sur ces corps, leur fusibillité, seuls ou mêlés à des fondants, l'aspect et la couleur du composé vitreux qui en résulte, pour déduire de ces caractères leur nature ou celle de certains éléments qu'ils contiennent.

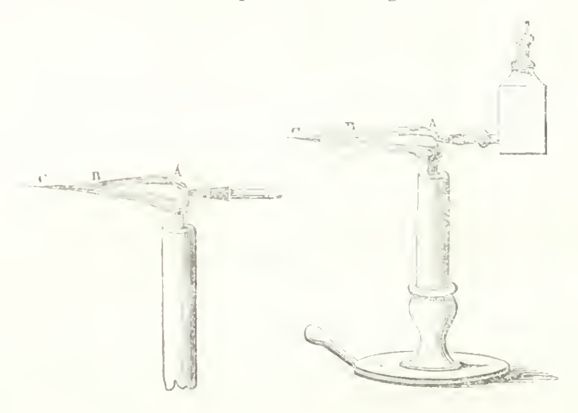
Le chalumeau le plus simple, souvent employé par les ouvriers en métaux, consiste en un tube creux de verre ou de métal plus ou moins conique, courbé à angle droit vers une de ses extrémités, tandis que l'autre est évasée pour être reçue entre les lèvres. (*Voyez* ci-contre *fig.* 3.)



Les *figures* 1 et 2 représentent deux chalumeaux à réservoir, de manière à recueillir l'humidité que l'air de la bouche qu'on y souffle y dépose au bout d'un certain temps. Le chalumeau *fig.* 1 est plus particulièrement employé par les chimistes et les minéralogistes. On le fait en fer blanc, en laiton ou en argent. L'extrémité effilée doit être terminée par un petit ajutage en platine qui a l'avantage de ne pas se brûler dans la flamme et de pouvoir être nettoyé avec facilité en le faisant rougir au feu. Pour se servir du chalumeau on place l'embouchure entre les lèvres et on y souffle de l'air en gonflant les joues. La bouche se remplit d'air et par la contraction des muscles buccinateurs qui font l'office de soufflets, cet air passe dans le chalumeau et est lancé sur la flamme d'une matière en combustion telle que chandelle, bougie ou lampe à l'huile.

On fait ainsi jaillir une petite lance de flamme qui produit un très haut degré de chaleur sur les corps qu'on expose sur son trajet. Cette insufflation, quelque simple qu'elle paraisse, présente d'abord une certaine difficulté que l'on peut vaincre avec une longue habitude dans l'emploi du chalumeau.

En dirigeant avec le chalumeau un courant d'air continu dans le milieu d'une flamme, on voit apparaître devant l'ouverture du bec une flamme allongée et horizontale, (*a b*) d'un bleu violet dans sa partie centrale, et blanche à l'extérieur comme le représente la figure.



Vers l'extrémité antérieure (*b*) de cette flamme bleue, est le lieu de la plus haute température, capable de fondre ou de volatiliser des substances sur lesquelles la flamme, livrée à elle-même, n'a qu'une action insensible.

On peut effectuer encore avec le chalumeau les phénomènes de *l'oxidation* et de la *réduction* des corps. L'oxidation des corps est produite lorsqu'on les chauffe devant la pointe extrême *c* de la flamme où toutes les parties combustibles sont bientôt saturées d'oxigène ; en s'écartant un peu en avant de cette extrémité, l'oxidation s'opère mieux surtout à la chaleur rouge naissant.

La réduction, d'après les notions publiées par M. Berzelius dans son traité spécial de l'emploi du chalumeau, est produite en soufflant avec un bec fin qu'on n'engage pas trop dans la flamme, et en dirigeant sur la matière à désoxider la partie blanche et brillante de la flamme, de manière à ce qu'elle l'environne de tous côtés, et la mette à l'abri du contact de l'air. (Berz., *Traité du Chalumeau*, page 32.)

Pour chauffer un corps au chalumeau on en place un fragment sur un support et l'on dirige la flamme sur le fragment; les supports peuvent être de différente nature, un morceau de charbon de bois bien calciné et surtout celui fait avec le bois de pin qui ne pétille pas, et ne donne presque pas de cendres; une feuille mince de platine ou une petite cuiller de ce métal pour s'opposer à la réduction du support en charbon. Enfin dans les essais pyrognostiques on emploie des tubes de verre ouverts par les deux bouts, de deux pouces de long sur une à deux lignes de diamètre, et de petits matras ou tubes de verre bouchés par un bout.

Les premiers sont employés pour griller, soit à la flamme du chalumeau, soit avec une lampe à esprit de vin, certaines substances combustibles, et recueillir les produits volatils qui se condensent dans la partie supérieure du tube. Les petits matras en verre et les tubes bouchés servent à reconnaître, dans les minéraux, la présence de l'eau ou de toute autre matière non combustible.

Les fondants les plus usités dans les essais au chalumeau sont le carbonate de soude desséché, le borax calciné, et le phosphate de soude et d'ammoniaque. Quelques réactifs sont aussi employés tels que le nitrate de cobalt, l'étain en en feuilles, le fil de fer, le plomb, la cendre d'os et la silice pure, enfin des papiers teints par le tournesol, le fernambouc et le curcuma pour distinguer les produits alcalins et les produits acides.

CHARBON. On donne ce nom au résidu noir, poreux et

friable que fournissent les substances organiques lorsqu'on les décompose par le feu à l'abri de l'air. Ce produit retiré des végétaux est essentiellement formé de carbone, d'un peu d'hydrogène et des matières salines fixes qui étaient contenues dans les substances avec lesquelles on l'a préparé ; quant à celui obtenu des matières animales, il renferme en plus une petite quantité d'azote.

Le nom de charbon a été étendu à certains minéraux combustibles, qu'on trouve enfouis dans le sein de la terre, et qui n'ont de commun avec le charbon ordinaire que de contenir du carbone comme lui, mais dans un état de mélange avec diverses substances minérales et bitumineuses. C'est à ces produits qu'il faut rapporter les différentes houilles ou charbons de terre.

Deux variétés minérales se rapprochent surtout du carbone par leurs propriétés chimiques et leur composition : ce sont le *graphite*, désigné ordinairement sous le nom de *plombagine* ou mine de plomb, et *l'anthracite*.

Le graphite, qu'on avait regardé autrefois comme un percarbure de fer parce qu'il laissait après sa combustion une petite quantité d'un résidu formé d'oxide de fer qui s'y trouve à l'état de mélange, est un minéral particulier d'une couleur gris-plombé métalloïde, il est doux au toucher et tache les doigts par le frottement. On le rencontre par couches dans les montagnes de formation primitive de plusieurs contrées de la terre. Le plus pur que l'on connaisse jusqu'à présent se trouve dans le comté de Cumberland en Angleterre. On l'emploie à la fabrication des crayons dits *de mine de plomb* et à la confection de certains creusets réfractaires.

L'anthracite qui est une autre variété de carbone, ressemble beaucoup au charbon de terre par ses caractères physiques, il est noir, friable, et quelquefois luisant; sa texture est tantôt feuilletée, tantôt compacte ou grenue. Sa

densité varie de 1, 4 à 1, 8. Il brûle sans flamme et sans odeur. On en trouve dans beaucoup de pays, et en assez grande abondance, pour qu'on en tire partie comme combustible.

Des analyses récentes d'anthracite, faites par M. Regnault, ingénieur des mines, ont donné les résultats suivants (*Annales de chimie*, tome LXVI).

NOMS DES LIEUX où l'anthracite a été extrait.	DENSITÉ.	CARBONE sur 100.	HYDROGÈNE sur 100.	OXIGÈNE sur 100.	CENDRES sur 100.
De Pensylvanie.	1,462	90,45	2,43	2,45	4,67
Du pays de Galles.	1,348	92,56	3,33	2,58	1,58
De la Mayenne.	1,367	91,98	3,92	3,16	0,94
De Rolduc.	1,343	91,45	4,18	2,12	2,25

Charbon de bois. Cette espèce de charbon qu'on obtient principalement de la décomposition du bois à l'aide de la chaleur, se présente avec la forme et la structure des morceaux de bois qui l'ont produit, mais avec un volume moindre d'un quart environ.

Ce charbon, en général d'un noir brillant, opaque, est plus ou moins dur, poreux et friable, suivant les qualités du bois; à une température au dessous du rouge-obscur, il brûle à l'air en laissant une proportion de cendres dont la nature varie avec l'espèce de charbon. La chaleur que développe ce combustible en brûlant, est en raison directe de sa densité : c'est pourquoi *à volumes égaux* les charbons de bois durs donnent plus de chaleur que les charbons de bois tendres; mais *à poids égaux*, les effets caloriques sont peu différents.

Les charbons préparés avec les divers bois contiennent des proportions très variables de charbon pur ou carbone, de matières volatiles et de cendres. En général, d'après M. Berthier, la quantité de charbon varie de 0,820 à 0,905; celle des matières volatiles de 0,150 à 0,075; et celle des cendres de 0,010 à 0,066. La quantité de matières volatiles qu'une chaleur graduée et élevée peut extraire des charbons de bois peut être facilement évaluée en les calcinant en vases clos; la proportion de carbone pur en les faisant brûler par le deutoxide de cuivre dans l'appareil à l'analyse des matières organiques, enfin la proportion des cendres et leur nature se reconnaissent sans difficulté par l'incinération dans un creuset découvert.

Charbon animal, dit *charbon d'os*. Cette espèce de charbon qu'on obtient de la calcination des os, est très employée dans les arts en raison de son pouvoir décolorant qu'elle doit à l'état de division dans lequel se trouve le carbone qu'elle contient.

Le charbon animal retient avec les sels calcaires contenus dans les os qui ont servi à sa fabrication, une certaine quantité d'azote qu'il ne perd qu'à une haute température ou par sa calcination avec la potasse. Les charbons provenant des matières organiques pures, décolorent peu, ils sont *brillants*, et présentent des lames continues, ceux qui sont préparés avec des matières animales mêlées d'une grande quantité de sels alcalins ou terreux, qui empêchent, pendant la carbonisation, les molécules du charbon de se rapprocher, sont *ternes* et décolorent assez bien : tels sont les charbons obtenus avec les os des animaux.

Toutefois le pouvoir décolorant du charbon animal varie suivant la préparation qu'on lui a fait subir, comme l'a prouvé M. Bussy dans un mémoire publié dans le *Journal de pharmacie*, tome VIII, p. 257. Nous consignons ici un extrait du tableau qu'il a publié.

QUANTITÉ DE CHARBON EMPLOYÉ 1 gramme.	DISSOLUTION SULFURIQUE D'INDIGO au millième, décolorée.
Charbon d'os brut.	32
Charbon d'os lavé à l'acide hydrochlorique.	60
Charbon d'os calciné avec de la potasse et lavé ensuite.	1450
Charbon de sang calciné avec de la potasse.	1600

Pour l'usage des laboratoires de chimie, on purifie le charbon animal en le faisant digérer avec de l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique pour dissoudre tout le carbonate et le phosphate de chaux qu'il contient; ce charbon ainsi lavé est pur lorsque calciné à l'air il brûle sans laisser de résidu; son pouvoir décolorant est presque double de celui qui n'a pas été lavé. Par le lavage acide, le charbon d'os se réduit environ au tiers de son poids.

Le charbon végétal ou de bois, indépendamment de ses propriétés combustibles, est aussi employé comme *réductif* dans la plupart des essais docimastiques. Souvent on l'associe à des substances alcalines ou salines fusibles, qui aident beaucoup à la réduction; on désigne ordinairement ces mélanges sous le nom de *flux réductifs*. (Voyez ces mots.)

La plupart des substances organiques végétales ou animales peuvent aussi être employées en raison du carbone qu'elles contiennent, comme *corps réductifs* pour désoxider un grand nombre d'oxides, mais à poids égal, leur

pouvoir réductif est toujours moindre que celui-ci du charbon de bois calciné, d'après les expériences de M. Berthier.

CHAUX. Nom ancien et vulgaire de l'oxide désigné aujourd'hui sous le nom de protoxide de calcium. (*Oxide calcique* Berz.)

Cet oxide ne se trouve qu'en combinaison avec plusieurs acides minéraux tels que l'acide carbonique, l'acide sulfurique, l'acide phosphorique, etc., etc.

On le retire de la calcination de plusieurs variétés de carbonate de chaux très abondantes dans beaucoup de pays, et désignées sous le nom de *pierres à chaux*.

Propriétés. La chaux à l'état de pureté est blanche, inodore, d'une saveur âcre, caustique et alcaline. Sa densité est de 2,300. Elle est infusible au feu ordinaire des fourneaux. Exposée à l'air elle se délite peu à peu en attirant d'abord l'humidité, se réduit en hydrate, et attire ensuite l'acide carbonique de l'air. Mise en contact avec l'eau, elle absorbe ce liquide, s'échauffe peu à peu et se réduit en poudre blanche et volumineuse, qui est un véritable hydrate contenant 24 0/0 d'eau combinée.

La chaux est peu soluble dans l'eau, d'après Dalton, elle est plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude, car une partie de chaux exige pour se dissoudre 778 d'eau à + 15° et 1270 à + 100°.

La solution aqueuse et saturée de chaux à la température ordinaire, porte le nom d'*eau de chaux* dans les laboratoires et les officines de pharmacie.

Composition. D'après les analyses des sels calcaires la chaux est composé de :

Calcium....	71,91	ou 1 atome.
Oxigène.....	28,09	1 atome.
	100,00	

Sa formule atomique = CaO ou $\dot{Ca}$.

Caractères distinctifs. 1° Calcinée au chalumeau la chaux n'éprouve ni fusion ni altération, mais jette une lumière blanche et vive.

2° Humectée avec un peu d'eau elle se réduit en poudre qui délayée dans l'eau se dissout en partie.

3° La solution aqueuse de chaux a une saveur âcre et réagit à la manière des alcalis sur les papiers réactifs colorés : la solution d'acide carbonique et celle des carbonates alcalins y produisent des précipités blancs floconneux; l'acide sulfurique n'y apporte aucun changement visible, mais l'acide oxalique et la solution des oxalates y forment un précipité blanc pulvérulent tout à fait insolubles.

4° Enfin la chaux délayée dans l'eau se dissout peu à peu et sans effervescence dans les acides nitrique et hydrochlorique.

Usages. L'eau de chaux est très employée comme réactif, pour reconnaître et apprécier l'acide carbonique soit, à l'état de solution ou en combinaison avec les bases alcalines, elle le précipite à l'état de carbonate insoluble, facile à distinguer par l'effervescence vive que produit ce sel avec les acides. Plusieurs autres acides peuvent aussi être précipités de leur solution par la solution de chaux, tels que les acides ***phosphorique***, ***arsénique***, ***arsénieux***, et quelques acides organiques; mais les composés insolubles que forment ces acides avec la chaux, ne peuvent être confondus avec le carbonate par le caractère que nous avons rapporté plus haut.

Dans les arts la chaux est employée non seulement dans les constructions, mais encore comme fondant dans le travail de certains minérais; elle agit par la propriété qu'elle possède de former avec la silice et l'alumine des composés plus ou moins fusibles.

La nature de la chaux que produisent les pierres calcaires, varie avec leur composition. On distingue dans les

arts les diverses chaux en *chaux grasses, chaux maigres non hydrauliques* et *chaux hydrauliques.*

Les premières augmentent beaucoup de volume quand on les réduit en pâte avec l'eau, et ne durcissent pas dans l'eau. On les obtient avec des pierres calcaires pures ou mêlées de quelques centièmes seulement de carbonate de magnésie ou d'argile. *Les deuxièmes* préparées avec des pierres calcaires très magnésiennes se délayent dans l'eau sans foisonner et sans se durcir sous ce liquide, tandis que *les troisièmes* qui se solidifient sous l'eau au bout de quelques jours, et sont employées en raison de cette propriété dans les constructions hydrauliques, proviennent de pierres calcaires renfermant de 0,15 à 0,30 d'argile. Les chaux fabriquées avec ces pierres sont appelées *ciment naturel, ciment romain*, etc., etc.

Chaux éteinte. Nom donné à la chaux hydratée qui a absorbé toute la quantité d'eau à laquelle elle peut s'unir en conservant une forme pulvérulente.

Chaux vive. Sous ce nom on désigne la chaux caustique.

CHLORATES. Nom générique des sels formés par l'acide chlorique uni aux divers oxides métalliques ou bases.

Aucune espèce de ce genre ne se trouve dans la nature, ils sont le produit d'une combinaison directe ou de l'action du chlore sur les oxides métalliques délayés ou dissous dans l'eau.

Les chlorates sont tous décomposés par le feu, même au dessous de la chaleur rouge : les uns sont transformés en chlorures avec dégagement d'oxigène; les autres laissent leur oxide, tandis que l'acide chlorique se décompose en se résolvant en un mélange de gaz chlore et de gaz oxigène.

La plupart des métalloïdes et certains métaux décomposent, à l'aide de la chaleur, les chlorates, en s'acidifiant

ou s'oxidant aux dépens de l'oxigène de l'acide; cette décomposition a même lieu pour quelques chlorates alcalins par un choc subit.

Tous les chlorates, excepté le protochlorate de mercure, sont solubles dans l'eau et susceptibles de cristalliser.

Caractères distinctifs. 1° Ces sels projetés sur les charbons ardents scintillent et produisent une déflagration plus vive que les nitrates.

2° Traités par l'acide sulfurique concentré, ils sont décomposés même à froid, se colorent immédiatement en jaune orangé, et laissent dégager du deutoxide de chlore qui apparait sous forme d'un gaz plus dense que l'air, d'une couleur jaune-verdâtre et d'une odeur forte analogue à celle du chlore.

3° Chauffés avec une solution d'acide hydrochlorique, ils sont également décomposés et donnent un mélange de chlore et de deutoxide de chlore.

4° Leur solution aqueuse n'est point précipitée par le nitrate d'argent, mais le protonitrate de mercure y produit un précipité jaune verdâtre.

Chlorate de potasse (*chlorate potassique.* Berz.)

Ce sel désigné autrefois sous le nom de *muriate suroxigéné de potasse* a été découvert en 1786 par Berthollet. Il se forme en faisant passer un courant de gaz chlore à travers une solution de potasse caustique ou carbonatée.

Propriétés. Le chlorate de potasse se présente cristallisé en petites lames rhomboïdales, transparentes et nacrées, d'une saveur fraiche et nauséabonde. Chauffé, il fond à une température peu élevée, se décompose ensuite avec ébullition en laissant dégager tout l'oxigène que contenaient l'acide et la base, et se transforme en chlorure de potassium; il est inaltérable à l'air. 100 parties d'eau en dissolvent 6 à + 15° et 60 à + 104 terme d'ébullition de la solution saturée.

Le soufre, le charbon, le sulfure d'antimoine, l'arsenic mêlés au chlorate de potasse, forment des poudres qui fulminent plus ou moins fortement par le choc.

Composition. Ce sel est formé de :

Acide chlorique....	61,51	ou 1	atome.
Potasse,..........	38,49	1	atome.
	100,00		

Sa formule atomique = $\dot{K}\ \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Cl}}$.

Caractères distinctifs. 1° Sur les charbons incandescents ce sel scintille et fuse vivement.

2° Traité par l'acide sulfurique concentré et froid, il se colore immédiatement en jaune orangé par suite de sa décomposition, et laisse exhaler du deutoxide de chlore reconnaissable à son odeur et à sa couleur jaune-verdâtre.

3° Sa solution aqueuse concentrée ne précipite pas le nitrate d'argent, mais forme avec le bichlorure de platine un précipité jaune orangé, et avec la solution d'acide tartrique un précipité blanc cristallin de bitartrate de potasse.

Usages. Le chlorate de potasse entre dans plusieurs préparations usitées dans les arts; c'est avec ce sel qu'on prépare les allumettes oxigénées et celles dites chimiques ou allemandes, qui s'enflamment soit par le contact de l'acide sulfurique, soit par le frottement.

Dans les laboratoires, il est employé dans plusieurs circonstances pour brûler certains corps combustibles tels que le soufre et le carbone, et estimer quelquefois leur quantité dans les mélanges et composés où ils se trouvent. M. Gay-Lussac en a fait une application à l'essai des soudes pour transformer la sulfure de sodium en sulfate. (Voyez *Alcalimètre*, essais).

CHLORE. Ce corps simple découvert en 1774, a été

regardé lors de sa découverte comme corps composé et désigné sous les noms suivants : *acide marin déphlogistiqué*, *acide muriatique oxigéné* ou *oximuriatique*. Les recherches faites par Davy d'une part, et par MM. Gay-Lussac et Thénard de l'autre ont démontré que ce corps ne pouvait être décomposé, et par conséquent qu'il se comportait comme un véritable élément électro-négatif, au rang desquels on devait le placer.

Le chlore est assez répandu dans la nature, mais il ne se trouve jamais à l'état isolé. On le rencontre uni à quelques métaux et principalement au sodium avec lequel il constitue ce composé qu'on désigne sous le nom vulgaire de sel; *sel de cuisine*, *sel commun*. Dans les laboratoires on le retire soit de ce dernier composé, soit de la décomposition de l'acide hydrochlorique par la réaction du peroxide de manganèse.

Propriétés. Le chlore est gazeux à la température ordinaire; il a une couleur jaune verdâtre, une odeur particulière suffocante, qui produit une irritation des muqueuses avec lesquelles il est mis en rapport quand on le respire, même en petite quantité. Sa densité est de 2,4216. Une bougie allumé qu'on y plonge y brûle quelque temps avec une flamme fuligineuse qui pâlit bientôt, rougit et s'éteint ensuite; soumis à une pression forte et à une basse température, il se transforme en un liquide jaune intense, très fluide, excessivement volatil et expansible.

Le calorique et la lumière n'ont aucune action sur lui quand il est sec, mais quand il renferme de la vapeur d'eau, celle-ci est décomposée en présence de ces deux agents physiques, et le chlore se transforme en acide hydrochlorique avec dégagement d'oxigène.

L'eau à la température de + 20 et à $0^{m},76$ de pression dissout une fois et demie son volume de chlore; cette solution présente la couleur, l'odeur et la saveur astringente

du gaz. On doit la conserver à l'abri de la lumière pour éviter sa décomposition.

Caractères distinctifs. 1° A l'état gazeux, le chlore peut facilement être distingué à sa couleur, son odeur caractéristique, et à l'action qu'il exerce sur les matières colorantes qu'il détruit à l'instant.

2° L'eau en l'absorbant acquiert toutes ces propriétés, et présente aussi celle de précipiter la solution de nitrate d'argent en flocons blancs insolubles dans les acides, mais solubles dans l'ammoniaque. Cette solution agitée fortement avec une petite quantité de mercure métallique perd toute son odeur par suite de la formation d'une certaine quantité de protochlorure insoluble, et la liqueur qui surnage n'a plus aucune action sur les matières colorantes si le chlore qu'elle contenait n'était pas mêlé à de l'acide hydrochlorique.

3° Ce gaz à l'état de pureté est absorbé entièrement, soit par le mercure, soit par une solution de potasse ou un lait de chaux.

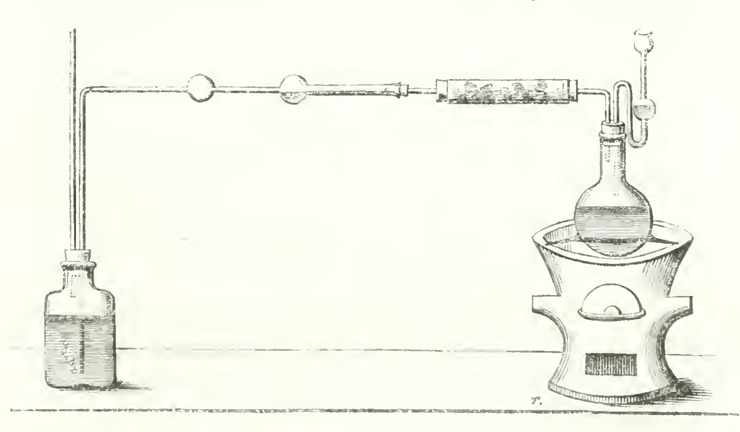
La solution aqueuse de chlore peut être plus ou moins étendue d'eau: la détermination de son titre s'obtient comme celle des chlorites en général.

Une solution aqueuse de chlore saturée à + 20, décolore 15 divisions chlorométriques ou une fois et demie son volume de dissolution d'indigo; mais afin de faire l'essai de cette solution avec plus de facilité, on l'étend de trois à quatre fois son poids d'eau, et le titre de cette nouvelle solution multiplié par trois ou par quatre, suivant le volume d'eau ajoutée, fait connaître le volume de chlore que contient la solution.

Usages. Dans les recherches des laboratoires, le chlore est fréquemment employé pour suroxider quelques protoxides métalliques dissous par les acides et les séparer ensuite plus facilement les uns des autres.

M. Berzélius l'a appliqué à l'analyse de certains minerais renfermant du soufre, de l'arsenic, du fer, du cobalt et du nickel. Ce procédé applicable surtout à l'analyse des *arsenio-sulfures de cobalt et de nickel*, est fondé sur la propriété qu'ont le soufre et l'arsenic de former des chlorures plus volatils qui sont entraînés par un courant de chlore et se séparent aisément des chlorures métalliques produits dans les mêmes circonstances.

Le mode d'opération, d'après M. Berzélius, consiste à placer la matière minérale réduite en poudre dans un tube portant à son milieu deux boules, l'une pour contenir le minerai, l'autre pour condenser les chlorures peu volatils qui se produisent : enfin l'extrémité de ce tube est effilée et se recourbe dans un flacon contenant de l'eau pour dissoudre les chlorures volatils qui viennent s'y rendre ;



M. Laurent a appliqué récemment ce moyen à l'analyse de l'acier et de la fonte pour déterminer la quantité de carbone que renfermaient deux carbures de fer qu'il avait formés par l'action de la vapeur de carbone sur le fer doux. (*Annales de chimie et de physique*, tome LXIV.)

CHLORITES ou HYPOCHLORITES. On désigne aujour-

d'hui sous ce nom les composés que l'on a regardés longtemps comme de simples chlorures d'oxides.

Tous les chlorites s'obtiennent par la réaction du chlore gazeux sur les oxides délayés ou dissous dans une quantité d'eau plus grande que celle nécessaire à la formation des chlorates. Les seuls qui soient employés sont les chlorites de chaux, de potasse et de soude. Ces chlorites n'ont pas encore été étudiés à l'état de pureté mais unis aux chlorures qui se produisent lors de leur préparation.

Caractères généraux et distinctifs. 1° Soumis à l'action d'une douce chaleur, les chlorites ne tardent pas à se décomposer, ils laissent dégager une petite quantité de chlore sensible à l'odorat et aux papiers réactifs colorés, et fournissent en dernier lieu de l'oxigène. Traités par l'acide sulfurique ou hydrochlorique, les chlorites secs ou dissous produisent une effervescence et dégagent du gaz chlore en abondance.

2° Leur solution aqueuse chauffée se décompose peu à peu, en donnant d'abord un peu de chlore, et ensuite de l'oxigène à une température voisine de l'ébullition de l'eau.

3° La dissolution sulfurique d'indigo, la teinture de tournesol, et toutes les couleurs végétales, mises en contact avec la solution des chlorites, sont promptement détruites comme avec la solution aqueuse de chlore.

4° Les solutions des iodures, brômures, sulfures alcalins, mêlées à celle des chlorites, sont décomposées, et l'iode, le brôme et le soufre sont mis en liberté.

Chlorite de chaux. (*Chlorite calcique*, Berz.) Chlorure de chaux du commerce.

Ce sel se prépare en grande quantité pour les besoins des arts en saturant l'hydrate de chaux par le chlore gazeux.

Propriétés. Le chlorite de chaux se trouve dans le commerce sous la forme d'une poudre blanche ayant une faible odeur de chlore ; sa saveur est âcre, désagréable et piquante.

Exposé à l'air, il s'humecte, se pelotonne, et d'autant plus qu'il contient davantage de chlorure de calcium très avide d'eau. Mis en contact avec l'eau, il ne se dissout qu'en partie, en abandonnant la portion d'hydrate de chaux qui est toujours en excès, surtout dans celui qu'on prépare en grand, ou qui dans l'opinion de M. Welter se séparerait par l'action de l'eau sur ce sel, qu'il regarde comme étant à l'état de sous chlorite ou *chlorite bibasique*.

La solution de chlorite de chaux est incolore, elle répand une odeur prononcée de chlore; exposée à l'air, elle se couvre d'une croûte blanchâtre de carbonate de chaux, formée aux dépens de l'acide carbonique de l'air, qui s'emparant de la chaux en chasse peu à peu l'acide chloreux. Tous les acides la décomposent instantanément, et en dégagent du chlore provenant de la décomposition simultanée du chlorite et du chlorure de calcium qui sont mélangés dans cette solution.

Composition. Préparé à l'état sec, le chlorite peut être considéré comme formé de :

Chlore..........	20 ou	1 atome.
Chaux..........	60	2 atomes.
Eau............	20	2 atomes
	100	

Dans cet état de saturation, ce chlorite fournirait par kilogramme 101, lit 21 de chlore, à + 15° et a 0m,76 de pression.

La quantité de chlorite pur que contient ce sel ne peut être évaluée rigoureusement que par les procédés particuliers que nous avons rapportés en détail à l'article *chloromètre*. (Voyez ce mot.)

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents, le chlorite de chaux du commerce exhale

une légère odeur de chlore sans éprouver aucun changement apparent.

2° Traité par l'acide sulfurique, il fait effervescence et laisse dégager des vapeurs de chlore, mêlées de vapeurs blanches d'acide hydrochlorique.

3° La solution aqueuse filtrée pour la débarrasser de l'hydrate de chaux que ce sel abandonne en se dissolvant, décolore la solution sulfurique d'indigo ainsi que celle de toutes les matières colorantes; elle précipite en flocons blancs par la potasse et les carbonates solubles ; l'acide sulfurique y produit un précipité blanc pulvérulent de sulfate de chaux avec dégagement d'acide chloreux et de chlore, mais si la solution est étendue de beaucoup d'eau, l'acide sulfurique n'y occasionne plus de précipité, tandis que l'oxalate d'ammoniaque en détermine toujours un, quelle que soit la quantité d'eau ajoutée.

Chlorite de potasse. (*Chlorite potassique.*) Ce sel fait la base du liquide qui est employé dans les arts et le commerce sous le nom d'*eau de javelle*. On l'obtient en saturant de chlore une solution faible de potasse ou de carbonate de potasse, marquant de 8 à 10 degrés à l'aréomètre de Baumé.

Propriétés. C'est en solution dans l'eau, et sous forme liquide qu'on rencontre ce sel dans le commerce. Il a l'odeur et la saveur astringente du chlore, et jouit de toutes les propriétés de la solution de chlorite de chaux. Quelquefois on le trouve coloré en rose ou violet par un peu de manganésiate de potasse qui s'y est formé pendant sa préparation, et qui provient de l'oxide de manganèse préexistant dans la potasse employée dans l'opération. D'autres fois les fabricants le colorent directement en y faisant dissoudre une petite quantité de manganésiate de potasse préparé directement : ce qui au reste n'ajoute rien aux propriétés de ce composé.

Caractères distinctifs. La solution de chlorite de potasse

se comporte avec les réactifs colorés, comme celle de chlorite de chaux, elle s'en distingue facilement en ce qu'elle ne précipite point par les carbonates, ni par l'acide sulfurique qui en dégage seulement du gaz chlore avec une légère effervescence; la solution de bichlorure de platine y produit un précipité jaune-orangé peu soluble qui indique la présence de la potasse combinée à l'acide chloreux.

Usages. Ce chlorite s'emploie aux mêmes usages que la solution de chlorite de chaux.

CHLORITE DE SOUDE. (*Chlorite sodique*). On prépare ce sel de la même manière que le chlorite de potasse, et en solution dans l'eau. Cette liqueur qui, comme la précédente, jouit de la propriété désinfectante à un assez haut degré, a été employée et préconisée comme telle par M. Labarraque : ce qui lui a fait donner à une certaine époque le nom de *liqueur de Labarraque*.

Propriétés. Le chlorite de soude du commerce n'est pas plus pur que les autres chlorites alcalins; il contient du chlorure de sodium qui s'y est formé lors de sa saturation par le chlore; on y rencontre très souvent du bicarbonate de soude qui s'y est produit pendant l'opération et du carbonate de soude non décomposé ; aussi cette solution précipite-t-elle abondamment l'eau de chaux et les sels à base de cet oxide.

Des essais que nous avons faits nous ont appris que la moitié du carbonate de soude restait souvent indécomposée dans la préparation du chlorite de soude liquide du commerce.

Caractères distinctifs. 1° La solution de chlorite de soude est incolore, elle se comporte avec les acides, la solution d'indigo comme la solution de chlorite de potasse; mais elle s'en distingue en ce qu'elle ne précipite point les solutions d'acide tartrique et oxalique, et que le bichlorure de platine n'y produit aucun précipité.

2° Décomposée par l'acide sulfurique, la solution de ce chlorite fournit par l'évaporation un sel qui cristallise en aiguilles prismatiques et qu'on reconnaît facilement pour du sulfate de soude à sa saveur, à son efflorescence à l'air, ainsi qu'à ses autres propriétés physiques et chimiques.

CHLOROMÈTRE. On donne ce nom à un instrument employé dans les laboratoires et les arts pour déterminer la proportion de chlore combiné aux oxides de calcium, de potassium et de sodium dans les composés désignés autrefois sous le nom de *chlorures d'oxides*, et qu'on regarde aujourd'hui comme des *hypochlorites*.

Le principe sur lequel est fondé cet instrument est la décoloration d'une solution d'indigo titrée par une même quantité de chlore soit à l'état gazeux, soit en solution dans l'eau, ou en combinaison avec un alcali.

D'après une instruction publiée en 1830 par M. Gay-Lussac, la dissolution d'indigo dont on se sert généralement pour évaluer le titre du chlore, se compose de 1 partie d'indigo dissoute dans 9 parties d'acide sulfurique concentré, puis étendue d'une quantité suffisante d'eau distillée pour qu'un volume de chlore pur et sec, sous la pression de $0^m,76$ et à la température de 0, décolore exactement dix fois son volume de cette dissolution qu'on appelle alors *teinture d'épreuve*. Chaque volume de teinture d'épreuve est appelé *degré*, et chaque degré est divisé en 10 parties.

Préparation de la dissolution d'indigo et de la teinture d'épreuve.

Faites chauffer au bain-marie, à la température de l'eau bouillante pendant six heures, une quantité déterminée d'indigo porphyrisé avec neuf fois son poids d'acide sulfurique à 66° en ayant la précaution d'agiter de temps en temps. Délayez peu à peu la dissolution d'indigo refroidie dans une quantité d'eau convenable pour qu'un volume de

chlore sec à 0 temp. et à 0^m76, en décolore dix fois ce volume : cette dissolution ainsi étendue constituera la *liqueur* ou *teinture d'épreuve*. La manière la plus simple et en même temps suffisamment exacte, suivant M. Gay-Lussac, de préparer un liquide contenant son volume de chlore, sera de prendre $5^{gr},980$ de peroxide de manganèse cristallisé en belles aiguilles, de le traiter par l'acide hydrochlorique, et de recevoir le chlore dans une certaine quantité de lait de chaux dont on ramènera le volume à 1 litre après l'opération ; mais pour des expériences plus exactes il serait préférable de préparer un volume déterminé de chlore gazeux, et de le faire absorber par de l'eau dans laquelle on aurait délayé un peu de chaux, en tenant compte de la température, de la pression et de l'humidité du gaz.

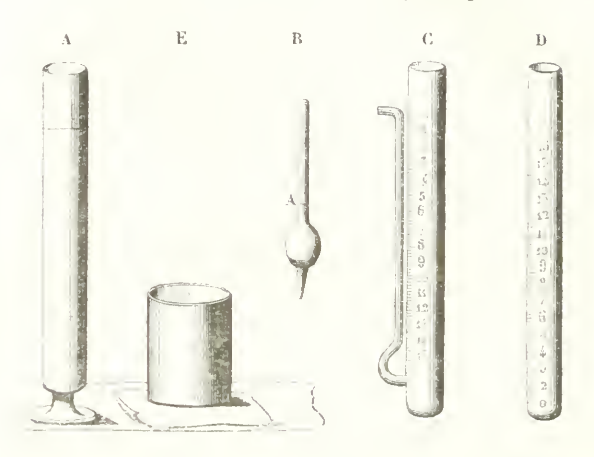
La liqueur d'épreuve étant préparée il importe de la conserver à l'abri de la lumière pour éviter son altération, en la plaçant soit dans des vases de grés, ou dans une armoire fermée.

Les résultats qu'on obtient avec cette teinture d'épreuve sont très variables suivant la manière d'opérer. Ainsi, en versant la solution d'un chlorure dans celle d'indigo, et ne faisant pas l'opération très rapidement, il faut beaucoup moins de chlorure pour produire la décoloration que si l'on fait l'opération d'une manière inverse. On obtient le *minimum* de dissolution d'indigo que le chlore peut décolorer, en versant très lentement l'indigo dans le chlorure et le *maximum* en versant aussi très lentement le chlorure dans l'indigo. Le meilleur procédé pour obtenir des effets constants et comparables est de verser rapidement la dissolution d'indigo dans celle du chlorure ou celle-ci dans la première (*Annales de chimie et de physique* 1830, t. XXVI, page 162).

Description du chloromètre.

Cet instrument se compose de la réunion de plusieurs

vases indispensables et nécessaires à la réussite de l'opération dont nous allons décrire ici les principaux.



A est une cloche à pied en verre ou en cristal, contenant 1/2 litre jusqu'au trait de flèche; elle doit être posée sur une table horizontale; c'est dans cette cloche qu'on met la solution de chlorure qui doit être examiné.

B, petite mesure ou pipette de 2 1/2 centimètres cubes jusqu'à la ligne *a*; elle est destinée à mesurer la solution de chlorure de chaux. On la remplit en l'enfonçant dans la solution de chlorure jusqu'au dessus du trait *a* qui termine sa capacité, ou on y fait monter le liquide par succion : quand elle est remplie, on pose l'index sur son orifice supérieur : on la sort du liquide et on appuie son extrémité inférieure sur le bord de la cloche pour laisser écouler peu à peu le liquide jusqu'à ce que la courbe concave qui le termine soit dans le plan du trait circulaire *a;* on arrête aussitôt l'écoulement en pressant plus fortement avec l'index sur l'orifice supérieur, et on vide la pipette dans le grand verre à boire E.

C, burette destinée à mesurer la teinture d'épreuve.

chaque degré est d'une capacité égale à celle de la pipette B; le degré est divisé en 5 parties, mais il est facile pour le calcul de transformer les cinquièmes en dixièmes. On remplit la burette de teinture d'épreuve jusqu'au zéro, et quand on fait l'expérience avec elle on a la précaution d'enduire d'une légère couche de suif l'extrémité du tube recourbé, pour mieux déterminer l'écoulement par gouttes.

D, tube gradué en sens inverse de la burette C, destiné à contenir la teinture d'épreuve qu'on doit verser brusquement dans la solution du chlorure. On introduit dans ce tube gradué le volume de teinture que l'on divise en se servant d'un tube droit effilé à son extrémité inférieure, qu'on remplit de teinture, et qu'on peut ouvrir et boucher à volonté avec le doigt pour laisser couler la quantité de teinture déterminée d'avance.

E, grand verre à boire destiné au mélange de la teinture d'épreuve avec la solution de chlore; on le place sur une feuille de papier blanc pour apprécier les changements de couleur pendant l'opération.

Les autres vases accessoires sont une *petite balance* ou *trébuchet*, un *poids de 5 grammes*, un *mortier en biscuit de porcelaine*, pour pulvériser le chlorure de chaux, et un agitateur ou baguette en verre de 8 à 10 pouces de longueur.

La collection de tous ces vases composant le *chloromètre* se trouve chez M. Collardeau, 56, rue du faubourg Saint-Martin.

Exemple d'un essai de chlorure de chaux avec le chloromètre.

Après avoir pris dans la masse du chlorure à essayer divers échantillons qu'on mêle bien ensemble pour en composer un échantillon commun représentant assez exacte-

ment la qualité moyenne, on en pèse 5 grammes qu'on broie dans le mortier de porcelaine avec assez d'eau pour en faire une bouillie claire qu'on étend d'eau et qu'on décante dans la cloche A de 1/2 litre. Le résidu du chlorure resté dans le mortier est broyé de nouveau, délayé et décanté. On répète les mêmes opérations jusqu'à ce que tout le chlorure soit broyé et qu'il n'en reste plus dans le mortier qu'on doit avoir le soin de rincer avec de l'eau qu'on versera aussi dans la cloche. Cette première opération étant terminée on complète le volume de 1/2 litre que doit avoir la solution du chlorure qu'on examine, et on l'agite bien avec la baguette de verre pour la rendre homogène. Tout le chlorure de chaux se trouve dissous et l'hydrate de chaux en excès qu'il contient toujours se précipite au fond de la cloche.

On remplit la burette C de liqueur d'épreuve (dissolution d'indigo) jusqu'à 0 et on en verse dans le verre E environ 3°, c'est à dire une quantité inférieure à celle qu'on présume devoir être décolorée par une mesure de solution de chlorure.

La pipette B étant remplie de solution de chlorure jusqu'au trait *a*, on la fait couler rapidement dans la teinture en soufflant dans le tube et en agitant légèrement le mélange. Si la teinture est complètement décolorée on en ajoute sans retard de la burette une quantité suffisante pour amener le liquide à une couleur légèrement verdâtre : la quantité de teinture manquant dans la burette sera la mesure du titre du chlorure, pourvu que la seconde portion de teinture ajoutée ne s'élève pas à trois dixièmes de degré. Dans le cas où cette seconde portion est plus grande et s'approche de 1°,2, il convient de recommencer l'essai de la manière suivante. Après avoir rempli la burette de teinture, on en verse dans le verre une quantité égale à celle qui a été décolorée dans l'essai précédent, et

mêmes quelques centièmes de plus. L'opération est achevée comme il a été dit plus haut. Au reste on peut compter sur l'essai lorsqu'en ajoutant la solution de chlorure à la teinture d'épreuve, celle-ci prend la teinte légèrement verdâtre sans qu'il soit nécessaire d'ajouter de nouvelle teinture de la burette.

Le tube D est destiné à faire l'essai du chlorure en versant brusquement la dissolution d'indigo dans la solution de chlorure, et à servir de contrôle à la première opération. Pour cela connaissant d'abord la quantité de teinture pour saturer une mesure de chlorure, on recommence l'essai en mettant dans le tube D une quantité de teinture égale à celle qui a été décolorée, et même un peu plus, et on la verse rapidement dans une nouvelle mesure de chlorure ; on complète ce qui manque de teinture pour obtenir la couleur verdâtre, et l'on recommence l'essai en mettant dans le tube D une quantité de teinture égale à celle qui a été décolorée dans l'essai précédent.

Connaissant ainsi le titre d'un chlorure, il sera facile de connaître la quantité de chlore contenue dans un poids donné de ce chlorure. En effet, comme les essais se font toujours sur 5 grammes de chlorure solide et sur un demi-litre d'eau, et comme, d'une autre part, chaque degré de teinture décolorée exige la présence d'un volume de chlore dix fois moindre, il s'ensuit que si un chlorure marque 7°, 6, par exemple (ce qui indique *qu'un volume* de la solution de chlorure de chaux faite dans les proportions rapportées plus haut, décolore *sept volumes six dixièmes* de teinture d'épreuve), la solution de ce chlorure contient 0,76 litre de son volume de chlore gazeux et sec, et le titre de ce chlorure étant par conséquent 7°,6, ou 76 centièmes, 1 kilogramme de ce chlorure contiendrait 76 litres de chlore.

On voit donc dans ces essais chlorométriques que chaque

degré vaut 10 litres de chlore par kilogramme de chlorure, et chaque dixième 1 litre.

Le procédé que nous avons décrit ci-dessus s'applique immédiatement à l'essai d'une solution de chlore dans l'eau et à celui des solutions de chlorure de potasse ou de soude du commerce.

D'autres moyens chlorométriques ont été proposés par divers chimistes, mais ils sont moins employés que celui que nous venons de rapporter. Tels sont le chloromètre de M. Houton Labillardière, fondé sur la propriété qu'a la dissolution incolore d'iode et d'amidon par le sous carbonate de soude, de donner une couleur bleue très intense à une solution de chlorure de chaux, lorsque, par des additions successives d'une liqueur d'épreuve composée en dissolvant à chaud dans 2 décilitres d'eau, 1gr, 5 d'iode, 3gr de fécule et 5 gr de carbonate de soude, on est arrivé à la décomposition complète du chlorure.

La liqueur d'épreuve étendue d'eau de manière à former un litre est saturée de 450 grammes de sel marin desséché. Cette liqueur éclaircie et décantée constitue la liqueur chlorométrique. M. Houton Labillardière gradue son instrument en dissolvant dans un demi-litre d'eau 5 grammes de chlorure de chaux sec et pur, et en versant dans cette solution de la liqueur d'épreuve, jusqu'à ce qu'il y ait coloration. La quantité de liqueur employée qu'il est facile de mesurer au moyen d'un tube gradué, représente donc 100 centièmes de chlorure pur dans 5 grammes, et dès lors il devient facile de déterminer en centièmes les quantités de chlorure de chaux pur contenues dans un même poids d'un chlorure du commerce.

L'emploi de la dissolution sulfurique d'indigo donne des résultats précis et comparables, lorsque le procédé que nous avons rapporté plus haut est exécuté convenablement, mais cette dissolution d'indigo s'altérant avec le temps,

les essais deviennent incertains au bout d'un certain temps. C'est pourquoi M. Gay-Lussac, après s'être livré à de nouvelles recherches pour trouver un procédé plus fidèle pour les transactions commerciales et pour les arts, s'est arrêté au procédé suivant.

Le nouveau chloromètre que ce chimiste a proposé, repose sur l'emploi de l'une des trois substances suivantes : l'acide *arsénieux*, *le cyano-ferrure de potassium* ou le *proto-nitrate de mercure*. Le procédé avec l'acide arsénieux est préféré aux autres par la netteté de ses indications et sa simplicité. (*Annales de chimie et de physique*, t. LX, p. 225.)

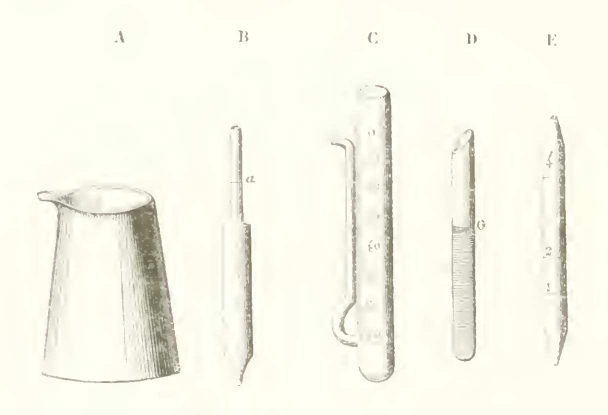
Dans ce nouveau chloromètre on a conservé la même graduation qu'à l'ancien; l'unité de force décolorante est un volume de chlore sec, à la température de zéro, sous la pression de $0^m,76$, dissous dans un égal volume d'eau: cette unité est divisée en 100 parties égales ou degrés, et cette solution est distinguée sous le nom de *solution normale de chlore*. En supposant qu'un volume de cette solution normale décompose exactement un même volume de dissolution d'acide arsénieux dans l'acide hydrochlorique, il devient facile de mesurer la force ou le titre d'un chlorure du commerce.

Exemple. Si après avoir dissous dans l'eau 10 grammes de chlorure de chaux soumis à l'essai, de manière que le volume total de la solution soit égal à un litre, on prend un volume de cette solution égal à 10 centimètres cubes, divisés en 100 parties, et qu'on y verse peu à peu la dissolution arsénieuse, mesurée en mêmes parties, jusqu'à ce que le chlore soit détruit, la force du chlorure sera proportionnelle au nombre de parties de la dissolution arsénieuse que le chlorure aura exigées; ainsi le chlorure de chaux sera au titre de 80°, s'il a détruit 80 parties de la dissolution arsénieuse.

Il importe pour obtenir un résultat exact, comme l'a

observé M. Gay-Lussac, de verser la solution de chlorure dans la dissolution arsénieuse afin d'éviter qu'il ne se dégage du chlore, mais alors le titre du chlorure n'est pas donné immédiatement, il est en raison inverse du nombre de parties qu'il a fallu employer pour détruire la mesure de dissolution arsénieuse : *exemple*, s'il a fallu 50 parties de chlorure, le titre sera $100 \times 100/50 = 200°$.

Le nouveau chloromètre, indépendamment d'une cloche à pied pour mesurer la solution de chlorure de chaux, se compose des vases suivants les plus nécessaires :



A, bocal à fond plat, de 7 centimètres de diamètre sur 12 de hauteur, destiné à mélanger la dissolution arsénieuse et celle de chlorure.

B, pipette contenant jusqu'au trait *a* un volume d'eau de 10 centimètres cubes. On l'emplit par aspiration ou par immersion et on y maintient le liquide en bouchant l'orifice supérieur bouché avec l'index.

C, burette destinée à mesurer la solution de chlorure de chaux qu'on doit titrer : 100 divisions sont égales à 10 centimètres cubes ou à la pipette B décrite plus haut.

D, tube coupé obliquement, portant 10 centimètres jusqu'au trait circulaire 0 et servant à mesurer la dissolution arsénieuse.

E, pipette pour la dissolution arsénieuse donnant à volonté 1, 2 ou 4 centimètres cubes.

Préparation de la solution normale de chlore.

Cette solution se prépare en emplissant de chlore sec un flacon à l'émeri d'un quart de litre environ de capacité, et ayant soin de noter exactement la température et la pression pour ramener par le calcul le volume de chlore à 0 et à $0^m,76$. On le débouche dans un vase profond rempli d'un léger lait de chaux, ou d'une faible solution de potasse et on le rebouche pour l'agiter avec le liquide qui a été absorbé; après quelques secousses on l'ouvre de nouveau dans le même liquide pour le refermer et l'agiter jusqu'à ce que l'absorption du chlore soit complète.

Cette solution serait au titre de 100° si la température était 0 et la pression $0^m,76$; mais si cette condition n'est pas remplie et que la température soit de + 16 et la pression atmosphérique de $0^m,75$, le titre deviendra :

$$100 \times \frac{0^m,75}{0^m,76} \times \frac{267}{267 + 16.} = 94°,2.$$

Si on voulait, avec cette solution de chlore au titre de 94°,2, préparer une dissolution arsénieuse au titre de 100°, celle-ci devrait être telle qu'il n'en fallût qu'un volume exprimé par 94°,2 pour détruire un volume de la solution de chlore exprimée par 100.

Un autre procédé calqué sur celui que nous avons exposé dans la description du premier chloromètre consiste à prendre une quantité de peroxide de manganèse telle que,

traitée par l'acide hydrochlorique elle donne un litre de chlore sec à 0 de température et à $0^m,760$ de pression.

Préparation de la dissolution normale d'acide arsénieux.

Cette dissolution se prépare en saturant à + 100 l'acide hydrochlorique pur, étendu de son demi-volume d'eau, avec de l'acide arsénieux sec et réduit en poudre fine. Après le refroidissement, on l'étend d'eau distillée jusqu'à ce qu'elle détruise un volume égal au sien de la solution normale de chlore.

Pour titrer la dissolution arsénieuse on en prend 2 centimètres cubes, avec la pipette E qu'on verse dans le bocal A et qu'on colore en bleu avec une goutte d'une faible dissolution d'indigo. On emplit la burette C de solution normale de chlore jusqu'à la division *o*, et tenant le bocal avec la main gauche, en lui imprimant un mouvement giratoire, on verse avec la main droite la solution de chlore contenue dans la burette.

On continue de verser peu à peu la solution de chlore jusqu'à ce que la couleur bleue disparaisse brusquement; alors en replaçant verticalement la burette, on voit ce qui manque de liquide. Supposons qu'il ait fallu 92 divisions de la burette, le titre de la dissolution arsénieuse sera exprimé par $100/92 = 108^o,7$.

En admettant que le volume de la dissolution arsénieuse sur lequel on a opéré forme 1/5 de la dissolution arsénieuse, le titre de celle-ci sera 5 fois plus grand, c'est à dire égal à $543^o,5$. Alors pour l'amener au titre de 100°, on n'aurait qu'à l'étendre de 4,435 fois son volume d'eau.

On aura immédiatement une dissolution normale arsénieuse en dissolvant $4^{gr},439$ d'acide arsénieux pur dans l'acide hydrochlorique, et en étendant la dissolution de

manière qu'elle occupe un litre. Ce moyen a été souvent employé par M. Gay-Lussac.

Exemple d'un essai de chlorure de chaux.

Après avoir prélevé symétriquement des échantillons dans la masse du chlorure qu'on se propose de titrer, on en compose un échantillon moyen dont on prendra 10 grammes. Cette quantité doit être broyée et délayée peu à peu avec un litre d'eau de la manière indiquée dans l'ancien procédé.

Cette solution faite on la laisse déposer dans l'éprouvette à pied. D'une autre part, on met dans le bocal A une mesure B de dissolution arsénieuse colorée faiblement avec de la dissolution sulfurique d'indigo; et pendant qu'on tient le bocal d'une main, dans un mouvement giratoire continu, on y fait tomber peu à peu la solution de chlorure placée dans la burette C. Lorsque la couleur bleue, est affaiblie au point de n'être plus sensible, on la rehausse par l'addition d'une goutte de dissolution faible d'indigo. Dès ce moment, on se tient sur ses gardes, on ne verse le chlorure que lentement, par gouttes; car au terme même de l'opération, la dissolution arsénieuse se décolore instantanément et ressemble à de l'eau. Supposons qu'il ait fallu 108 divisions de chlorure pour détruire la mesure B de dissolution arsénieuse; on cherche alors dans une table dressée par M. Gay-Lussac le titre correspondant à 108 divisions et l'on trouve qu'il est égal à 92,6. Ce titre peut être regardé comme exact, si on n'a ajouté que 2 gouttes de dissolution d'indigo équivalant à environ 1/5 de degré; pour un peu plus grand degré de précision on recommence l'essai sans colorer la dissolution arsénieuse, on y verse 106 à 107 divisions de chlorure de chaux et on y ajoute seulement une goutte d'indigo qui suffit pour terminer l'opération.

En supposant qu'il ait fallu 108 divisions de chlorure de

chaux pour détruire la mesure de dissolution arsénieuse. La dernière goutte ajoutée étant nécessaire, mais en partie seulement, puisqu'une autre goutte n'aurait produit aucun effet ; il est donc naturel de la diviser en deux parties égales, l'une qui a été employé, l'autre qui ne l'a pas été. Une goutte de la burette étant égale à 2/3 de division de la même burette, la moitié 1/3 devra être retranchée de 108 ; ce qui réduira ce nombre à 107 2/3, et le titre 92°,6 à 92,8.

Si l'on adme d'un autre côté que 2 gouttes d'indigo peuvent exiger environ 1/3 de goutte de chlorure, un peu plus ou un peu moins, qui sera conséquemment employé de trop. Ainsi puisqu'il faut, d'un part, retrancher une demi-goutte de chlorure qui n'a pas été utilisée, et que de l'autre, la seconde moitié peut être considérée comme ayant servi à décolorer l'indigo, on ne doit pas tenir compte de la dernière goutte de chlorure qui a produit la décoloration. Le chlorure employé serait dans ce cas égal à 107 divisions 1/3, et son titre correspondant à 93°,1.

Ces derniers détails produits pour fixer le degré de précision du procédé sont ordinairement négligés pour les essais du commerce ; on se contente de faire une seule opération et de consulter la table établie pour les différents titres *du commerce.* M. Gay-Lussac, à qui l'on doit cette table, a représenté le titre correspondant à chaque volume de chlorure employé pour détruire la mesure constante de dissolution arsénieuse.

CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.	CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.	CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.	CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.	CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.	CHLORURE EMPLOYÉ.	TITRE CORRESPONDANT.
10°	1000	50°	200	90°	111	130°	76,9	170°	58,8	210°	47,6
11	909	51	196	91	110	131	76,3	171	58,5	211	47,4
12	833	52	192	92	109	132	75,7	172	58,1	212	47,1
13	769	53	189	93	107	133	75,2	173	57,8	213	46,9
14	714	54	185	94	106	134	74,6	174	56,5	214	46,7
15	667	55	182	95	105	135	74,1	175	57,1	215	46,5
16	625	56	179	96	104	136	73,5	176	56,8	216	46,3
17	588	57	175	97	103	137	73,0	177	56,5	217	46,1
18	555	58	172	98	102	138	72,5	178	56,2	218	45,9
19	526	59	169	99	101	139	71,9	179	55,9	219	45,7
20	500	60	167	100	100	140	71,4	180	55,5	220	45,5
21	476	61	164	101	99	141	70,9	181	55,3	221	45,2
22	454	62	161	102	98	142	70,4	182	54,9	222	45,0
23	435	63	159	103	97,1	143	69,9	183	54,6	223	44,8
24	417	64	156	104	96,1	144	69,4	184	54,3	224	44,6
25	400	65	154	105	95,2	145	69,0	185	54,1	225	44,4
26	385	66	151	106	94,3	146	68,5	186	53,8	226	44,2
27	370	67	149	107	93,4	147	68,0	187	53,5	227	44,0
28	357	68	147	108	92,6	148	67,6	188	53,2	228	43,8
29	345	69	145	109	91,7	149	67,1	189	52,9	229	43,6
30	333	70	143	110	90,7	150	66,7	190	52,6	230	43,5
31	323	71	141	111	90,1	151	66,2	191	52,4	231	43,3
32	312	72	139	112	89,3	152	65,8	192	52,1	232	43,1
33	303	73	137	113	88,5	153	65,4	193	51,8	233	42,9
34	294	74	135	114	87,7	154	64,9	194	51,5	234	42,7
35	286	75	133	115	86,9	155	64,5	195	51,3	235	42,5
36	278	76	131	116	86,1	156	64,1	196	51,0	236	42,4
37	271	77	130	117	85,5	157	63,7	197	50,8	237	42,2
38	263	78	128	118	84,7	158	63,3	198	50,5	238	42,0
39	256	79	127	119	84,0	159	62,9	199	50,3	239	41,8
40	250	80	125	120	83,3	160	62,5	200	50,0	240	41,7
41	244	81	123	121	82,6	161	62,1	201	49,7	241	41,5
42	238	82	122	122	82,0	162	61,7	202	49,5	242	41,3
43	233	83	120	123	81,3	163	61,4	203	49,3	243	41,1
44	227	84	119	124	80,6	164	61,0	204	49,0	244	41,0
45	222	85	118	125	80,0	165	60,6	205	48,8	245	40,8
46	217	86	116	126	79,4	166	60,2	206	48,5	246	40,6
47	213	87	115	127	78,7	167	59,9	207	48,3	247	40,5
48	208	88	114	128	78,1	168	59,5	208	48,1	248	40,3
49	204	89	112	129	77,5	169	59,1	209	47,8	249	40,2
										250	40,0

APPLICATION DU NOUVEAU CHLOROMÈTRE.

Détermination du titre d'une faible solution de chlorure de chaux.

On devra chercher le titre par le procédé indiqué plus haut, mais au lieu d'opérer sur une mesure entière de dissolution arsénieuse, on n'en prendra avec la pipette E que 1/10 ou 1 cent. cube, et le résultat obtenu sera divisé par 10. *Exemple.* Supposons qu'il ait fallu 100 divisions pour détruire 1/10 de dissolution normale arsénieuse. Le titre, d'après la table, sera 100, et en divisant ce nombre par 10 il sera réduit à 10°.

Dans la graduation adoptée au nouveau chloromètre 1 degré équivaut à 1/100 de litre, conséquemment 95° pour 10 grammes du chlorure de chaux essayé, représentent $0^{lit.},95$; ce qui donne pour 100 grammes $9^{lit.},5$ et 95 litres pour 1000 ou 1 kilogramme. Ainsi le nombre de degrés exprimés par le titre représente un égal nombre de litres de chlore sec à 0 température et à $0^{m},760$ de pression.

On pourrait déterminer directement le titre de chlorure de chaux en versant la dissolution arsénieuse dans la solution de chlorure; mais comme il se fait une perte de chlore par l'acidité de la dissolution arsénieuse, cette manière d'opérer donnerait, comme nous l'avons déjà dit, un résultat inexact. Cependant on peut éviter cette inconvénient en mettant la mesure de solution de chlorure de chaux dans un petit flacon à l'émeri qu'on bouche après y avoir versé la dissolution arsénieuse et avant d'agiter le mélange. Il importe dans ce mode d'opérer que la dissolution arsénieuse soit colorée avec un peu d'indigo pour reconnaître le terme de l'opération qui se trouve annoncé par la non décoloration de la dernière goutte de dissolution arsénieuse versée dans la solution de chlorure de chaux. (*Annales de*

chimie et de physique, tome 60 ; p. 225, novembre 1835.

CHLORURES. Dénomination donnée aux composés que forme le chlore avec les autres corps simples tant métalloïdes que métalliques. Dans la nomenclature admise par M. Berzélius, le nom de *chlorides* est affecté aux combinaisons du chlore avec les corps *électro-négatifs* et celui de *chlorures* à celles qu'il produit, soit avec les corps électro-négatifs, soit avec les corps électro-positifs, quand les proportions suivant lesquelles s'opère la combinaison correspondent à celles d'un oxide.

Les chlorures métalliques dont plusieurs sont employés, ont été divisés en trois classes distinctes savoir : *les chlorures basiques*, *les chlorures acides et les chlorures indifférents.* Plusieurs de ces chlorures existent dans la nature à l'état solide ou en solution dans certaines eaux.

On les forme tous soit par l'action directe du chlore sur les métaux, soit en traitant ceux-ci par d'autres chlorures déjà formés, soit par l'action de l'acide hydrochlorique ou par celle de l'eau régale.

La plupart des chlorures sont solides à la température ordinaire, et fusibles à une température plus ou moins élevée; quelques uns de ceux-ci sont volatils, les autres sont liquides et doués d'une grande volatilité. Un certain nombre de chlorures appartenant aux métaux des dernières sections sont détruits par le feu, et dans ce cas, le métal reste à l'état de pureté et le chlore se dégage à l'état de gaz.

Presque tous les chlorures métalliques, excepté le chlorure d'argent et le protochlorure de mercure, sont solubles dans l'eau ; le protochlorure de plomb jouit seulement d'une faible solubilité dans ce liquide.

Quelques chlorures sont décomposés par l'eau et transformés en oxichlorures insolubles avec production d'acide hydrochlorique ; d'autres en se dissolvant sont décomposés

seulement quand on évapore leur solution aqueuse, et laissent l'oxide de leur métal pour résidu.

La composition des chlorures peut être exprimée d'une manière simple en général, ils correspondent toujours à l'un des oxides du métal qu'ils contiennent, c'est à dire que la quantité d'hydrogène qui transformerait l'oxigène de l'oxide en eau suffirait pour produire exactement de l'acide hydrochlorique avec le chlore du chlorure. Par conséquent le nombre des atomes de cet élément est toujours double de celui de l'oxigène qui se trouve dans les oxides correspondants aux chlorures.

Caractères distinctifs. 1° Traités par l'acide sulfurique hydraté, un grand nombre de chlorures sont décomposés même à la température ordinaire, ils produisent une vive effervescence avec dégagement de gaz hydrochlorique; tels sont tous les chlorures dont le métal peut décomposer l'eau, soit seul, soit par l'intermédiaire des acides. Chauffés avec du peroxide de manganèse et de l'acide sulfurique faible, ces mêmes chlorures laissent dégager du chlore.

2° Quelle que soit l'espèce de chlorure, sa solution aqueuse précipite le nitrate d'argent en flocons blancs caillebottés, et ce précipité isolé de la liqueur surnageante par décantation, a pour caractère d'être insoluble dans les acides, mais soluble dans l'ammoniaque.

Chlorures d'antimoine. On connaît deux composés de chlore et d'antimoine, le protochlorure et le deutochlorure désignés encore par M. Berzélius sous les noms de *chlorure antimonique et de chloride antimonique.*

Protochlorure d'antimoine. Ce composé, le seul employé en médecine et dans les arts, a été connu des anciens chimistes sous le nom de *beurre d'antimoine*, *muriate d'antimoine*, *oximuriate d'antimoine.*

On le prépare par divers procédés. 1° En décomposant

le sublimé corrosif par l'antimoine ou pour le sulfure d'antimoine, 2° en dissolvant ce dernier sulfure dans l'acide hydrochlorique, évaporant et distillant le résidu.

Propriétés. Le protochlorure d'antimoine est solide à la température ordinaire, blanc, transparent, très fusible, assez volatil et susceptible de cristalliser en prismes tétraèdres. Exposé à l'air il en attire peu à peu l'humidité et se résout en un liquide oléagineux et très caustique. C'est sous cet état qu'on l'emploie en chirurgie. Mis en contact avec l'eau il est décomposé à l'instant et il se forme de l'acide hydrochlorique qui reste en solution et un oxichlorure d'antimoine qui se précipite en flocons blancs. C'est cet oxichlorure ainsi formé qu'on connaissait autrefois sous le nom de *poudre d'algaroth.*

Composition. Il est formé de :

Chlore........	45,15	ou 3 atomes.
Antimoine....	54,85	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Sb Ch^3.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur un charbon incandescent le protochlorure d'antimoine fond tout à coup et s'exhale en fumées blanches, acides très irritantes, qui excitent la toux.

2° Délayé dans l'eau il donne lieu à un précipité blanc abondant d'oxichlorure d'antimoine, la liqueur acide qui le surnage, saturée par l'ammoniaque et filtrée, donne alors avec le nitrate d'argent un précipité blanc floconneux insoluble dans l'acide nitrique, mais soluble dans l'ammoniaque (*chlorure d'argent*).

3° Si après avoir traité par l'eau une portion de proto-

chlorure d'antimoine, on ajoute une solution d'acide tartrique, le précipité d'oxichlorure se redissout et l'acide hydrosulfurique ou l'hydrosulfate d'ammoniaque y produit un précipité jaune orangé de protosulfure d'antimoine hydraté, la potasse et l'ammoniaque y forment un précipité blanc, enfin une lame de fer ou de zinc en précipite l'antimoine sous forme de poudre noire.

Chlorure d'argent. (*Chlorure argentique*, Berz.)

Ce composé connu des anciens chimistes sous les noms *d'argent corné, et muriate d'argent*, se rencontre mais rarement dans la nature. On l'a trouvé dans certaines mines d'argent natif du Pérou; jamais en grandes masses, mais en petits grains cubiques d'un gris de perle ou d'un bleu violacé ou brunâtre à la surface.

On le produit facilement soit par la réaction de l'acide hydrochlorique sur l'oxide d'argent, soit en décomposant un sel d'argent par un chlorure métallique.

Propriétés. Le chlorure d'argent récemment préparé se présente en gros flocons blancs, caillebottés, insolubles dans l'eau et dans tous les acides, mais soluble dans l'ammoniaque. Exposé à la lumière salaire il devient aussitôt violet en se réduisant en partie et se transforment à la surface en sous chlorure; cette altération se produit aussi, mais plus lentement à l'action de la lumière diffuse.

Ce chlorure fond à environ + 260°, et n'éprouve point de décomposition par la chaleur seule. Chauffé avec les alcalis fixes il est réduit à une température rouge et donne de l'argent pur. Plusieurs métaux tels que le fer, le zinc, peuvent le réduire même par la voie humide avec ou sans le concours de l'acide sulfurique. Ces divers moyens sont employés dans les laboratoires pour obtenir de l'argent pur et réduire le chlorure provenant des expériences qu'on a faites.

Composition. Le chlorure d'argent est formé de :

Chlore	24,67	ou 2 atomes.
Argent	75,33	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Ag\ Ch^2$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon, le chlorure d'argent fond et se résout en une masse demi-transparente, d'un gris de perle ou brunâtre, molle et flexible comme de la corne. Au feu de réduction il se convertit peu à peu en un globule d'argent; par l'addition d'un peu de soude il se réduit plus facilement.

2° Fondu avec le phosphate de soude et d'ammoniaque mêlé d'oxide de cuivre, il communique à la flamme qui entoure la globule métallique une couleur bleu de ciel, brillante.

3° Les acides sont sans action sur lui, mais l'ammoniaque liquide le dissout facilement et la solution sursaturée par un acide laisse précipiter de nouveau le chlorure d'argent en flocons blancs.

Usages. L'insolubilité du chlorure d'argent dans l'eau et dans les acides le rend précieux pour déterminer dans certaines opérations analytiques, soit la proportion d'acide hydrochlorique contenu dans une solution, soit celle du chlore combiné à un métal; car du poids du chlorure d'argent fondu, on peut déduire aisément par le calcul le poids de l'acide hydrochlorique ou celui du chlore qu'il représente.

En effectuant cette opération, il importe d'aciduler par de l'acide nitrique pur et de chauffer la liqueur d'où l'on veut précipiter le chlore par le nitrate d'argent; par ce moyen, ce précipité se dépose en s'agglutinant en flocons, et il devient plus facile de le laver; enfin il convient avant de

peser le chlorure, de le faire fondre dans une petite capsule de porcelaine au dessus de la flamme d'une lampe à esprit de vin.

Le chlorure a été employé dans quelques circonstances pour analyser les fontes sur lesquelles il agit peu à peu à froid, et par la voie humide, en se réduisant et isolant le carbone qui reste mêlé à l'argent réduit, mais à ce moyen on en a substitué un autre que nous avons décrit à l'article acier, (Détermination de la quantité de carbone contenu dans ce produit).

Chlorure de barium. (*Chlorure barytique*, Berz.) Muriate de barite d'autrefois).

Ce composé artificiel se prépare dans les laboratoires, soit en dissolvant le carbonate de barite dans l'acide hydrochlorique, soit en décomposant le sulfure de barium par le même acide et faisant cristalliser le produit qui s'est formé.

Propriétés. Le chlorure de barium se présente en feuilles ou en prismes à quatre pans très larges, et peu épais; sa saveur est âcre piquante et désagréable; il ne s'altère pas à l'air; chauffé il décrépite un peu, perd son eau de cristallisation et fond ensuite par l'action du feu. L'eau à + 15 en dissout 34,86 pour cent, et 78 à + 105° point d'ébullition de la solution saturée. Il est peu soluble dans l'alcool anhydre.

Composition. Ce chlorure renferme sur cent parties:

Chlore......	34,06 ou	2 atomes.
Barium.....	65,94	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Ba Ch².

Caractères distinctifs. 1° Ce chlorure projeté sur les charbons ardents décrépite sans éprouver d'altération.

2° Traité par l'acide sulfurique hydraté, il se décom-

pose même à froid avec effervescence en répandant des vapeurs blanches, acides de gaz hydrochlorique.

3° Dissous dans l'eau, sa solution précipite en blanc par le nitrate d'argent, par le carbonate de potasse, et par l'acide sulfurique ou un sulfate; ces deux derniers réactifs la troublent même encore quand elle est étendue d'une grande quantité d'eau; enfin la solution de chrômate de potasse y produit un précipité jaune citron.

4° Délayé avec une petite quantité d'alcool faible; ce chlorure communique à la flamme de ce combustible une teinte jaunâtre.

Usages. On se sert dans les laboratoires de la solution aqueuse de chlorure de barium, pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, et déduire du poids du sulfate obtenu la quantité de cet acide, ou celle du sulfate qu'on cherche à estimer. A cet effet on peut recueillir directement le précipité et le peser après l'avoir lavé, séché et calciné; mais on peut arriver au même résultat, comme M. Gay-Lussac l'a conseillé, en faisant une solution titrée de chlorure de barium et déterminant la quantité qu'il en faut pour la précipitation complète de l'acide sulfurique. Ce dernier moyen plus expéditif que le premier est utile dans quelques opérations des arts où il est utile de déterminer le titre du sulfate de potasse qu'on emploie.

Chlorure de calcium. (*Chlorure calcique*, Berz.)

Ce chlorure qui a été désigné autrefois sous le nom de muriate de chaux, se rencontre en solution dans l'eau de la mer et de différentes sources salées. On le forme par divers procédés, souvent même il est le produit de certaines opérations chimiques.

Propriétés. Le chlorure de calcium est solide, blanc, inodore, d'une saveur âcre très piquante et amère. Exposé au feu il éprouve la fusion aqueuse, puis la fusion ignée

sans subir aucune décomposition. Mis en contact avec l'air il en attire puissamment la vapeur d'eau et tombe bientôt en déliquium; l'eau à + 15° en dissout quatre fois son poids, l'eau chaude en dissout plus et le laisse cristalliser par refroidissement en longs prismes à six pans striés et terminés par des pyramides aiguës. L'alcool le dissout aussi en assez grande quantité.

Composition. Il est formé de :

Chlore......	63,35	2 atomes.
Calcium	36,65	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Ca\ Ch^2$.

Caractères distinctifs. 1° Placé sur les charbons ardents, le chlorure de calcium cristallisé fond, se boursoufle et se dessèche ensuite, celui qui est anhydre n'éprouve aucun effet dans les mêmes circonstances.

2° Traité par l'acide sulfurique hydraté il fait une vive effervescence avec dégagement abondant de vapeurs blanches d'acide hydrochlorique.

3° Sa solution aqueuse produit avec le nitrate d'argent un précipité blanc, caillebotté, de chlorure d'argent; l'ammoniaque et le cyanure de fer et de potassium n'y apportent aucun changement, tandis que le carbonate de potasse, l'acide sulfurique, y forment des précipités blancs. Ce dernier réactif n'agit de la sorte qu'autant que la solution est concentrée, car après l'avoir étendue de 300 fois environ son volume d'eau, l'acide sulfurique n'y occasionne plus de précipité, mais l'oxalate d'ammoniaque et celui de potasse y démontrent encore la présence de la chaux par un précipité blanc pulvérulent d'oxalate de chaux tout à fait insoluble.

Usages. La grande affinité qu'a le chlorure de calcium

pour la vapeur d'eau rend ce composé très précieux dans la plupart des recherches chimiques sur les gaz pour les dessécher et estimer la quantité de cette vapeur. C'est aussi en raison de cette affinité qu'on s'en sert dans toutes les analyses organiques élémentaires, pour calculer l'hydrogène qu'elles renferment par le poids de l'eau qui s'est formée pendant l'opération. A cet effet on place dans un tube de verre du chlorure de calcium fondu et cassé en petits morceaux, on en prend le poids avant qu'il ait été traversé par les gaz humides, et par l'augmentation de poids du tube après l'expérience, on connaît la proportion de vapeur condensée par le chlorure de calcium.

Ce chlorure est aussi employé pour rectifier l'alcool et le dépouiller de l'eau qu'il contient; on l'applique aussi à la purification d'autres produits liquides qui n'ont pas d'action sur lui et qui peuvent quelquefois retenir une certaine quantité d'eau : tels que le brôme, le sulfure de carbone, les divers éthers, etc.

Chlorure de cobalt. Protochlorure de cobalt (*chlorure cobaltique*, Berz.), muriate de cobalt.

Ce composé artificiel se produit en dissolvant le cobalt ou son oxide pur dans l'acide hydrochlorique, et évaporant à siccité pour chasser l'excès d'acide.

Propriétés. Ce composé cristallisé est à l'état d'hydrate et se présente en petits cristaux d'un beau rouge grenat. Il est inaltérable à l'air, mais au feu il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau et devient d'un beau bleu foncé; à une température élevée au contact de l'air il se décompose en partie et laisse du peroxide de cobalt.

Lorsque ce chlorure a été privé de son eau et qu'on le laisse exposé à l'air, il en attire peu à peu l'humidité et redevient rouge. L'eau le dissout facilement en formant avec lui une solution dont la couleur varie du rouge au rose tendre. C'est en raison de la propriété que possède le chlo-

rure de cobalt de se déshydrater facilement par l'action d'une douce chaleur et de devenir bleu, qu'on emploie sa solution aqueuse pour préparer une espèce d'encre qui devient apparente par la chaleur et disparaît ensuite par son exposition à l'air. Cette espèce d'encre de sympathie paraît avoir été imaginée en 1700 par Waitz, mais elle n'a été publiée que plus tard.

Composition. Le chlorure de cobalt est formé de :

Chlore.......	54,5 ou	2 atomes.
Cobalt.......	45,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Co\,Ch^2$.

Caractères distinctifs. 1° Ce chlorure se comporte avec l'acide sulfurique et la solution de nitrate d'argent, comme tous les autres chlorures solubles.

2° Sa solution aqueuse est rouge ou rose suivant son état de concentration; elle précipite en bleu par les alcalis caustiques, et le précipité se redissout dans l'ammoniaque en la colorant en rouge sale; le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité vert-pâle, l'acide hydrosulfurique est sans action, mais l'hydrosulfate d'ammoniaque y forme un précipité noir, enfin ce chlorure fondu avec le borax donne un composé vitreux coloré en bleu foncé.

Chlorures de cuivre. On en connaît deux espèces, savoir : le protochlore (*chlorure cuivreux*) et le deutochlorure (*chlorure cuivrique*, Berz.). Il n'y a que ce dernier qui uni à une certaine quantité de deutoxide de cuivre constitue un minéral cristallisé en petits grains ou en masse et qu'on a rencontré au Pérou et au Chili ; on le désigne en minéralogie sous le nom de *sable vert du Pérou*. Il est composé de 2 atomes deutochlorure de cuivre, de 3 atomes de deutoxide de cuivre et 8 atomes d'eau. C'est en raison

de cette composition que M. Berzélius lui a donné le nom d'*oxichlorure tribasique*. Sa formule atomique $= 2\text{Cu Ch}^2 + 3\dot{\text{Cu}} + 8\dot{\text{H}}$.

Caractères chimiques de cet oxichlorure.

1° Chauffé au chalumeau il colore la flamme en bleu et les bords en vert, et il dépose autour de la matière d'essai une poudre rouge qui colore en bleu la flamme; puis il fond, se réduit et donne un grain de cuivre au milieu des scories; fondu avec le borax, il donne un verre coloré en vert et se comporte comme le deutoxide de cuivre.

2° Dissous dans l'acide nitrique il donne une dissolution bleue qui précipite le nitrate d'argent en flocons blancs, et présente tous les caractères de la solution d'un sel de deutoxide de cuivre.

Chlorures d'étain. Deux composés d'étain et de chlore peuvent être formés; ils correspondent aux deux degrés d'oxidation de ce métal, savoir; le protochlorure d'étain (*chlorure stanneux*, Berz.) et le deutochlorure ou bichlorure (*chlorure stannique*, Berz.)

Protochlorure d'étain. Ce chlorure désigné autrefois sous le nom de *sel d'étain*, *protomuriate d'étain*, s'obtient en dissolvant l'étain dans l'acide hydrochlorique et concentrant la dissolution jusqu'au point où elle puisse cristalliser. Il est alors hydraté et renferme 9,33 pour cent d'eau de cristallisation.

Propriétés. Le protochlorure d'étain anhydre se présente en une masse fondue, grise, à cassure vitreuse; il est volatil au rouge naissant et soluble dans l'eau. Combiné à ce liquide il se présente dans le commerce en cristaux aiguillés et incolores, d'une odeur de poisson et d'une saveur acide, très styptique. Ce chlorure hydraté perd son eau en le chauffant en vases clos, et se convertit pour la majeure partie en protochlorure sec, tandis qu'une petite partie se

décompose en présence de l'eau, en donnant du gaz hydrochlorique et du peroxide d'étain. A l'air il absorbe l'humidité et l'oxigène et se transforme en bichlorure en laissant déposer une partie de l'étain à l'état de peroxide. Sa solution aqueuse se comporte de la même manière, mais la réaction est plus prompte.

Composition. Ce protochlorure est formé de :

Chlore.....	37,5	ou 2 atomes.
Étain......	62,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Sn\,Ch^2$.

Caractères distinctifs. Mis en contact avec les charbons ardents ce composé perd son eau, se dessèche et laisse exhaler une petite quantité d'acide hydrochlorique formé par une partie de l'eau décomposée.

2° Traité par l'acide sulfurique il dégage des vapeurs d'acide hydrochlorique avec une légère effervescence.

3° Sa solution aqueuse précipite le nitrate d'argent en flocons blancs insolubles dans l'acide nitrique ; la potasse y produit un précipité blanc floconneux soluble dans un excès de potasse ; l'ammoniaque un précipité blanc insoluble dans un excès de cet alcali ; l'acide hydrosulfurique un précipité brun-chocolat ainsi que les hydrosulfates ; la solution de deutochlorure d'or est réduite immédiatement et il se produit un précipité brun, violet ou pourpre, suivant l'état de concentration des solutions ; enfin une lame de zinc plongée dans cette solution en précipite l'étain à l'état métallique sous forme de petites aiguilles ou lames brillantes.

Usages. Ce chlorure indépendamment de l'emploi qu'on en fait en teinture comme mordant pour les couleurs violettes dont il rehausse l'éclat, sert dans les arts pour la pré-

paration du pourpre de Cassius. Dans les laboratoires on l'emploie comme réactif pour reconnaître les plus petites quantités d'or en dissolution dans l'eau régale ou acide chloro-nitreux : la sensibilité de ce réactif est si grande que d'après nos expériences 1/320000 d'or en dissolution produit encore une coloration avec la solution de protochlorure d'étain.

Bichlorure ou *deutochlorure d'étain.* (*Chorure stannique*, Berz.) *Liqueur fumante de Libavius* ou *spiritus Libavii* des anciens chimistes.

On le prépare soit directement, soit en décomposant dans une cornue le bichlorure de mercure par un amalgame d'étain.

Propriétés. Le bichlorure d'étain, à l'état anhydre, se présente sous l'aspect d'un liquide incolore, très volatil, qui répand à l'air des fumées blanches, épaisses et très piquantes. Sa densité est plus grande que celle de l'eau, il entre en ébullition à + 120°. Mêlé à un tiers de son poids d'eau il s'y combine rapidement et donne des cristaux transparents qu'une plus grande quantité d'eau dissout entièrement. Sa solution aqueuse n'éprouve aucune altération par son exposition à l'air.

Compostion. Ce chlorure contient sur cent parties.

Chlore....	54,5	ou 4 atomes.
Étain.....	45,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Sn\ Ch^4$.

Caractères distinctifs. 1° La liquiditié et la volatilité du bichlorure d'étain ne permettent pas de le confondre avec le protochlorure qui est solide à la température ordinaire.

2° Sa solution aqueuse est précipitée par le nitrate d'argent; la potasse, la soude et l'ammoniaque y forment des

précipités blancs solubles dans un excès des deux premiers alcalis ; la solution de deutochlorure d'or n'y apporte aucun changement ; l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y produisent un précipité jaune pâle de deutosulfure d'étain hydraté, enfin une lame de zinc en réduit l'étain à l'état métallique.

Usages. Le bichlorure d'étain forme la base de la liqueur employée par les teinturiers comme mordant pour la cochenille ; ce mordant est désigné dans les ateliers sous le nom de *composition d'étain.* On le prépare ordinairement en dissolvant l'étain dans des mélanges d'acide nitrique, de sel ammoniac ou de sel marin, il contient alors du bichlorure d'étain uni soit à de l'hydrochlorate d'ammoniaque, soit à du chlorure de sodium, dans des rapports atomiques égaux ou variables.

La présence de ces deux composés peut être démontrée dans tous les cas en décomposant la solution par un courant d'acide hydrosulfurique pour précipiter tout l'étain. Si l'on fait évaporer à siccité la liqueur filtrée, elle laisse pour résidu ces deux sels, faciles d'ailleurs à distinguer l'un de l'autre par leurs propriétés particulières.

Chlorures de mercure. On connaît deux composés de chlore et de mercure correspondants aux deux oxides, savoir : le protochlorure de mercure (chlorure mercureux) et le bichlorure de mercure ou deutochlorure (chlorure mercurique).

Protochlorure de mercure. Ce chlorure qu'on désigne encore sous les noms de *mercure doux*, *calomel*, *calomélas*, *mercure sublimé doux*, *panacée mercurielle*, *aquila alba*, *mercurii*, etc. est encore connu sous le nom de *précipité blanc*, quand il a été préparé par la voie humide au moyen de la double décomposition d'un sel de protoxide de mercure par un chlorure alcalin. On le prépare ordinairement dans les laboratoires en faisant réagir à

l'aide de la chaleur dans des matras le protosulfate de mercure sur le chlorure de sodium.

Propriétés. Obtenu par sublimation, le protochlorure de mercure se rencontre dans le commerce sous la forme de pains semi-orbiculaires, blancs, demi-transparents, et d'une structure cristalline; sa densité est assez grande, elle est environ de 7 à 8 plus forte que celle de l'eau. Exposé à la lumière directe, il brunit légèrement à sa surface en se décomposant. Chauffé en vases clos, il se sublime entièrement sans se fondre et sans éprouver d'altération. L'eau et l'alcool ne peuvent le dissoudre.

Préparé par la voie humide, le protochlorure de mercure se présente sous forme d'une poudre blanche très fine, douce au toucher, et d'une assez grande densité, quelquefois on le rencontre en petits trochisques ou cônes blancs qui jouissent d'ailleurs des autres caractères chimiques de celui obtenu par sublimation.

Composition. Ce chlorure est formé de :

Chlore........	14,9	ou 1 atome
Mercure	85,1	1 atome
	100,0	

Sa formule = Hg Ch.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé sur des charbons ardents il se volatilise en fumées blanches inodores; si la calcination est faite dans un tube, il donne un sublimé blanc sans laisser de résidu.

2° Calciné avec un peu de potasse ou de soude dans un tube fermé par un bout, il fournit une grande quantité de globules de mercure. Le résidu de cette calcination redissous dans l'eau et saturé par l'acide nitrique pur produit avec le nitrate d'argent un précipité abondant de *chlorure d'argent.*

3° L'acide sulfurique est sans action sur lui à froid; mis en contact et agité avec une solution de potasse caustique ou d'ammoniaque, le protochlorure de mercure se décompose et devient à l'instant noir en laissant du protoxide de mercure pour résidu après quelque temps de digestion ; la liqueur filtrée et saturée par l'acide nitrique donne alors un précipité abondant de chlorure d'argent avec le nitrate d'argent.

4° Le protoxide de mercure résultant de l'action de la potasse sur le protochlorure, redissous dans l'acide nitrique faible, donne alors une dissolution qui précipite en *noir* par les alcalis caustiques; en *blanc* par l'acide hydrochlorique ou un chlorure alcalin; en *jaune verdâtre* par l'iodure de potassium; en *noir* par l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, enfin une lame de cuivre décapée, plongée dans cette dissolution en précipite du mercure sous forme d'une poudre grise, adhérente au cuivre et qui prend l'éclat métallique et argentin par le frottement contre un bouchon de liège.

5° Traité par l'acide chloro-nitreux, (eau régale), le protochlorure de mercure se dissout en passant à l'état de bichlorure, le même effet est produit quand on l'agite avec une solution aqueuse et concentrée de chlore.

Observations. Le protochlorure de mercure du commerce peut contenir en mélange du bichlorure de mercure, ou du sous nitrate de mercure, dont il importe qu'il soit privé pour l'usage médical. On reconnaît la présence du premier composé en le faisant digérer avec de l'alcool, et ajoutant à la liqueur décantée une solution de potasse qui décomposant alors le bichlorure de mercure produit un précipité jaune d'hydrate de deutoxide. Quant à la présence de sous nitrate, on peut la découvrir en chauffant à la lampe à esprit de vin une petite portion du protochlorure dans un tube fermé par un bout, il se dégage alors

des vapeurs rutilantes d'acide hyponitrique que leur odeur fait aisément reconnaître. On peut encore employer l'acide sulfurique chargé de protosulfate de fer qui se colore en rose ou en violet lorsque le protochlorure renferme un peu de sous protonitrate.

. Quelques exemples ont démontré que le protochlorure de mercure est sujet à être falsifié surtout à l'état de précipité blanc avec du sulfate de barite; on reconnaît facilement cette fraude par le résidu qu'il fournit soit par la calcination, soit en le faisant digérer avec une solution aqueuse de chlore.

Deutochlorure de mercure *ou* bichlorure de mercure. (*Chlorure mercurique*, Berz.) Ce composé connu dans le commerce sous le nom de *sublimé corrosif* en raison de ses propriétés, s'obtient par différents procédés, et le plus ordinairement en exposant à une chaleur graduée dans des matras à fond plat et à long col, un mélange de parties égales de deutosulfate de mercure et de sel marin desséché.

Propriétés. Le bichlorure de mercure, préparé par sublimation, se présente dans le commerce sous forme d'un pain, semi-orbiculaire, d'un blanc satiné, et d'une structure cristalline formée de prismes tétraèdres aplatis. Il est inaltérable, inodore, mais il possède une saveur stiptique très prononcée et désagréable qui excite la salivation. Chauffé, il fond à une température peu élevée, entre en ébullition et se volatilise ensuite sans éprouver d'altération; à la température ordinaire l'eau en dissout 1/16 de son poids, et 1/3 à + 100°. La solution cristallise par le refroidissement en longues aiguilles prismatiques qui sont anhydres. Il est également soluble dans l'alcool et dans l'éther, le premier en dissout 1/7 et le second 1/3 de son poids. C'est en raison de la plus grande solubilité du bichlorure dans l'éther que ce dernier est employé dans quelques re-

cherches pour séparer ce chlorure de l'eau, ou de tout autre liquide aqueux qui le tient en solution.

Composition. Ce chlorure est formé de :

Chlore......	25,96 ou	2 atomes.
Mercure.....	74,04	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $HgCh^2$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons incandescents le bichlorure de mercure se volatilise rapidement en vapeurs blanches épaisses, qui sont âcres et irritantes ; dans un tube fermé il fournit un sublimé blanc cristallin.

2° L'acide sulfurique ne lui fait éprouver aucune altération ni à froid ni à chaud.

3° Sa solution aqueuse précipite en flocons blancs par le nitrate d'argent, et le précipité, si le nitrate d'argent a été employé en excès, est redissous par l'ammoniaque liquide ; les solutions de potasse, de soude, de chaux et de barite, y produisent un précipité jaune orangé d'hydrate de deutoxide de mercure ; l'ammoniaque un précipité blanc ; l'iodure de potassium un principité rouge coquelicot, soluble dans un excès d'iodure ; l'acide hydrosulfurique versé peu à peu y donne naissance à un précipité blanc, qui devient jaune ensuite et brunâtre par l'addition d'une nouvelle quantité d'acide hydrosulfurique; enfin une lame de cuivre décapée, plongée dans la solution de ce bichlorure acidulée par un peu d'acide nitrique, en sépare du mercure qui se dépose immédiatement sur la surface du cuivre et la rend grise, mais le frottement contre un bouchon lui donne bientôt un éclat argentin.

4° En chauffant dans un tube bouché par un bout, le

bichlorure mélangé à un peu de potasse ou de limaille de fer, on en sépare des globules brillants de mercure.

Usages. La solution de bichlorure de mercure est souvent employée dans les laboratoires comme réactif pour reconnaître dans les liqueurs animales ou les sucs des plantes l'albumine avec laquelle il se combine et qu'il précipite en flocons blancs, insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'eau salée et la solution des autres chlorures et iodures alcalins; la sensibilité de ce réactif a été rapportée à l'article *albumine.* (Voyez ce mot.)

L'action particulière qu'exerce l'ammoniaque sur ce bichlorure permet aussi de s'en servir pour distinguer l'ammoniaque étendue d'une grande quantité d'eau; dans cette circonstance la liqueur devient laiteuse, et il se forme au bout de quelque temps un précipité blanc composé d'ammonio-chlorure de mercure, insoluble dans l'eau. Cette action peut être également appliquée, d'après Brande, pour découvrir les plus petites quantités d'un sel à base d'ammoniaque en solution. A cet effet, si après avoir ajouté une goutte ou deux de solution de potasse caustique à une solution très étendue d'un sel ammoniacal quelconque, on laisse tomber dans le mélange une goutte ou deux de solution de bichlorure de mercure, il se produit sur le champ un précipité blanc de la même nature que celui indiqué ci-dessus. La délicatesse de ce réactif est telle que 1/7700 de sel ammoniacal en solution dans l'eau est démontré par l'emploi de ce moyen.

Du bichlorure de mercure considéré sous le rapport médico-légal.

Dans la plupart des cas d'empoisonnement par le sublimé, et lorsque ce chlorure n'a pas été transformé, en se combinant avec les matières organiques, en un composé insoluble, il est encore possible de reconnaître sa présence

par les réactifs que nous avons exposés en indiquant les caractères à l'aide desquels on peut le distinguer. C'est ainsi qu'on devra agir sur les liquides extraits des viscères après la mort, ou sur le produit du vomissement qu'on aura préalablement filtré, après l'avoir étendu d'eau distillée, pour le séparer des matières insolubles.

Si la solution dans laquelle on recherche le bichlorure de mercure est tellement étendue que les réactifs fournissent des résultats équivoques ou peu certains, on devra la rapprocher par évaporation à une douce chaleur pour la soumettre ensuite à l'action des réactifs, ou comme l'a proposé M. Orfila, on l'introduira dans un flacon bouché à l'émeri et on l'agitera fortement pendant 4 à 5 minutes *avec le quart de volume d'éther sulfurique pur*. Ce liquide enlevera à la solution aqueuse la plus grande partie du sublimé qu'il contient et se séparera facilement par le repos en raison de sa moindre densité. En isolant alors la couche d'éther, au moyen d'un entonnoir, et la laissant exposée à l'air dans une capsule de verre ou de porcelaine, l'éther se vaporisera et le bichlorure de mercure qu'il a dissous restera sous forme d'une matière blanche en partie cristallisée qui présentera tous les caractères qui lui appartiennent à l'état de pureté.

Ce moyen pratiqué avec les précautions nécessaires permet directement d'extraire d'une solution aqueuse de sublimé corrosif, suivant qu'elle est plus ou moins concentrée, des quantités fractionnaires qui varient de 7/10, 5/7 et 1/3 du poids de ce chlorure dissous dans l'eau. (*Journal de chimie médicale*, tome III, p. 124, 2e série).

M. James Smithson a proposé un procédé qui est employé avec avantage pour reconnaître des atomes de sublimé corrosif dissous dans l'eau, ou dans toute espèce de liquide qui n'a pu le décomposer. Le moyen qu'on a eu l'occasion d'appliquer avec succès plusieurs fois dans cer-

tains cas de médecine légale, consiste à plonger dans la solution sur laquelle on expérimente, et qui a été acidulée par quelques gouttes d'acide hydrochlorique, une lame d'or ou un anneau de ce métal en partie recouvert d'une petite feuille d'étain. Ce petit appareil galvanique en polarisant les éléments du sublimé corrosif dissous dans l'eau, les sépare et fait précipiter le mercure à la surface de l'or, qui, en s'y combinant, prend en peu de temps une couleur d'un gris blanchâtre. Cet effet électrique étant produit, on enlève la feuille d'étain et après avoir lavé la lame d'or à l'eau distillée et l'avoir séchée sur du papier joseph, on la chauffe avec une lampe à esprit de vin dans un tube de verre bouché par un bout et étroit. Le mercure combiné à la surface de l'or se volatilise et se condense à quelques points de l'endroit chauffé en globules grisâtres extrêmement fins, dont l'éclat métallique peut être distingué à l'aide d'une forte loupe. Pendant cette calcination la lame d'or reprend sa couleur jaune naturelle.

Ce procédé qui fait découvrir le mercure existant dans de très petites quantités de bichlorure dissoutes dans l'eau, est aussi applicable à la recherche de tout sel mercuriel dissous dans un liquide.

La facilité avec laquelle le bichlorure de mercure s'unit à plusieurs principes immédiats en formant des composés insolubles fait concevoir pourquoi dans certains cas d'empoisonnement par exemple, il est impossible de le rencontrer dans les matières liquides. Les recherches doivent alors être faites soit sur les matières solides trouvées dans les organes digestifs, soit sur les tissus mêmes de ces organes. Dans ce cas après avoir mêlé ces substances solides avec un peu de potasse caustique, on les dessèchera bien dans une capsule de porcelaine. Le résidu fourni par cette évaporation étant introduit dans une cornue, sera calciné au rouge dans une petite cornue de verre lutée et munie

d'un ballon. Parmi les produits de la décomposition de la matière organique, et à la voûte de la cornue, on aperçoit en la cassant tantôt des petits globules de mercure, tantôt une couche grisâtre de ce métal très divisé, sali par un peu d'huile empyreumatique, et qu'on reconnaît facilement en la dissolvant dans de l'acide nitrique pur à l'aide d'une douce chaleur. Cette dissolution présente alors tous les caractères du *protonitrate de mercure*. (Voyez ce mot).

MM. Orfila et Lesueur, dans leurs recherches expérimentales sur les exhumations juridiques dans le cas d'empoisonnement par le sublimé corrosif, ont démontré, bien que ce composé fût précipité par les matières organiques et rendu insoluble, que les organes digestifs des chiens empoisonnés par ce chlorure, enterrés et exhumés au bout d'un certain temps, *ne renfermaient aucune trace visible de mercure métallique, même à l'aide de la loupe*; ils ont observé que des portions de la membrane muqueuse stomacale et intestinale de ces animaux, soumises dans une cornue à l'action de la potasse à une chaleur rouge, ont donné du mercure métallique annonçant si non l'existence du sublimé, au moins celle d'une préparation mercurielle; les auteurs de ce travail rapportent qu'on peut retirer du mercure métallique par ce procédé, même plusieurs années après que le bichlorure a agi sur les matières animales, avec lesquelles il a été en contact. (Tome II, p. 290).

Chlorures d'or. Deux chlorures d'or correspondants aux deux oxides de ce métal peuvent être préparés. L'un est le protochlorure (*chlorure aureux*), l'autre le deutochlorure d'or (*chlorure aurique*). Ce dernier étant seul employé, nous en décrirons ici les propriétés et les caractères.

Deutochlorure ou *perchlorure d'or*. Ce composé désigné autrefois sous les noms de *nitromuriate d'or*, *muriate d'or*, *hydrochlorate d'or*, s'obtient en dissolvant l'or dans l'eau régale composée de trois parties d'acide hydrochlorique

et d'une partie d'acide nitrique; la dissolution évaporée jusqu'en consistance sirupeuse pour volatiliser l'excès d'acide employé, laisse pour résidu le deutochlorure qui cristallise en masse confuse par le refroidissement.

Propriétés. Le deutochlorure d'or se présente en une masse cristalline d'un rouge brun foncé, déliquescente à l'air. Il a une saveur acerbe, un peu amère. Exposé à une douce chaleur il fond sans se décomposer; mais à une température plus élevée il abandonne une portion de chlore et se transforme d'abord en protochlorure d'or qui se décompose ensuite par une chaleur croissante en laissant de l'or sous forme pulvérulente et spongieuse : ce chlorure est très soluble dans l'eau; sa solution colorée en jaune-rouge prend une belle couleur jaune d'or par l'acide hydrochlorique; il se transforme alors en hydrochlorate de chlorure qui évaporé convenablement cristallise en aiguilles d'un jaune d'or.

Composition. Ce chlorure d'or contient :

Chlore.....	34,9 ou	3 atomes.
Or........	65,1	1 atome.
	100,0	

Sa formule atomique = $AuCh^3$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé sur les charbons ardents, le deutochlorure d'or se décompose promptement en dégageant du chlore et laissant de l'or en poudre jaunâtre qui prend l'éclat métallique par le frottement entre deux corps durs.

2° Dissous dans l'eau sa solution présente des caractères acides, elle se décolore avec le nitrate d'argent en formant un précipité jaune orangé abondant, composé de chlorure d'argent et d'oxide d'or.

3° Les solutions de potasse et de soude caustiques n'y

forment point de précipité, mais la liqueur se trouble au bout de quelques minutes; l'ammoniaque y produit un précipité jaune d'ocre pâle; l'acide sulfureux la réduit immédiatement et en précipite l'or sous forme d'une poudre brunâtre très divisée qui parait d'un bleu verdâtre, en suspension dans l'eau et par réfraction; le protosulfate de fer agit de la même manière; les hydrosulfates y occasionnent un précipité brun foncé, enfin le protochlorure d'étain y produit un précipité brun, violet ou pourpre, suivant l'état de concentration des dissolutions et le rapport des deux chlorures.

Usages. La solution de deutochlorure d'or est employée pour reconnaître l'étain en dissolution, soit à l'état de protochlorure, soit à l'état de protoxide, il forme un précipité violet ou pourpre avec ces composés, tandis qu'il n'a aucune action ni sur le deutochlorure d'étain ni sur les sels d'étain à base de deutoxide.

La facilité avec laquelle le deutochlorure d'or est décomposé par les huiles essentielles sous l'influence de la lumière solaire, permet aussi de l'employer pour reconnaître la présence de ces huiles en solution dans les eaux distillées des plantes qui n'ont qu'une odeur faible ou peu développée : le mélange prend bientôt une couleur brunâtre par suite de la réduction du deutochlorure d'or.

Chorures de platine. Des deux composés que le platine forme avec le chlore, il n'y a que le bichlorure de ce métal qui soit employé comme réactif.

Bichlorure de platine. (Chlorure platinique.) Ce composé a été désigné autrefois sous les noms de *muriate de platine*, *hydrochlorate de platine*. On le prépare en dissolvant le platine en éponge ou en lames divisées dans l'eau régale, et évaporant à siccité la dissolution.

Propriétés. Le bichlorure de platine se présente en une masse solide d'un rouge foncé, qui est d'un brun noirâtre

lorsqu'il est anhydre. Il est très soluble dans l'eau et forme une solution qui, concentrée, est rouge intense et d'un jaune orangé lorsqu'elle est étendue. Il se dissout également dans l'alcool ; exposé à une douce chaleur il perd une portion de son chlore et se transforme en protochlorure d'un vert olivâtre, qu'une température plus élevée décompose entièrement.

Composition. Ce chlorure contient :

Chlore	41,78	ou 4 atomes.
Platine.....	58,22	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Pt\ Ch^4$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé le bichlorure de platine se décompose facilement en laissant dégager du chlore et donnant un résidu gris spongieux de platine qui prend l'éclat métallique par le frottement ou la compression.

2° L'acide sulfurique concentré n'exerce aucune action sur lui à froid.

3° Sa solution aqueuse concentrée est d'un rouge orangé, la potasse et l'ammoniaque ainsi que leurs sels y produisent un précipité jaune orangé peu soluble dans l'eau, la soude ainsi que ses composés salins n'y apportent aucun changement.

4° L'acide sulfureux et le protosulfate de fer n'ont aucune action sur ce chlorure, mais le protochlorure d'étain y forme un précipité rouge brun ; l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates un précipité noir ou brun, enfin une lame de zinc ou de fer en sépare le platine à l'état métallique sous forme d'une poudre noire très divisée.

Usages. La propriété dont jouit ce bichlorure de former avec le chlorure de potassium et l'hydrochlorate d'ammoniaque des composés doubles peu solubles, fait employer

avec avantage sa solution dans les analyses pour découvrir la potasse et l'ammoniaque ainsi que leurs sels ; mais les chlorures doubles qui se forment alors étant solubles dans une grande quantité d'eau, il importe dans les essais de ce genre d'opérer sur des solutions concentrées.

Le bichlorure de platine peut aussi dans quelques circonstances être employé pour estimer la proportion de potasse ou de chlorure de potassium qui existe dans certains mélanges salins ; il se forme alors un chlorure double de platine et de potassium qu'il faut avoir le soin de laver avec de l'alcool, pour éviter sa solution dans l'eau. Ce composé desséché à + 100° correspond à 30,5 de chlorure de potassium ou à 19,3 de potasse.

Chlorure de platine et de potassium. (*Chlorure platinico-potassique*, Berz.) Ce composé qu'on emploie pour doser quelquefois la potasse dans certaines analyses, peut se préparer en mêlant la solution concentrée des deux chlorures.

Propriétés. Ce chlorure double est d'un jaune citron, tantôt pulvérulent, tantôt cristallisé en petits octaèdres. Il est peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. Chauffé il se décompose en donnant du chlore, et un résidu grisâtre formé de chlorure de potassium et de platine métallique pulvérulent.

Composition. Le chlorure de platine et de potassium est formé de :

Bichlorure de platine...	69,5	1 atome.
Chlorure de potassium..	30,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Pt\,Ch^4 + K.\,Ch^2$.

Chlorure de potassium. (*Chlorure potassique.* Berz.)

Ce composé regardé autrefois comme un sel a été connu des anciens chimistes sous les noms particuliers de *sel fébrifuge de Sylvius*, *muriate de potasse*, et moins anciennement sous celui *d'hydrochlorate de potasse.*

Le chlorure de potassium est très répandu dans la nature; on le trouve dans la cendre des plantes, dans les plâtras salpêtrés desquels on le retire pendant l'extraction du salpêtre; on peut l'obtenir soit directement, soit de la décomposition du carbonate de potasse par l'acide hydrochlorique.

Propriétés. Ce chlorure est blanc, inodore, d'une saveur piquante un peu salée et amère; il est anhydre et ressemble au sel marin par la forme cubique qu'il prend en cristallisant, cependant il est plus soluble dans l'eau que lui, et produit un plus grand froid en se dissolvant, ce qui le fait rechercher pour composer des froids artificiels. D'après M. Gay-Lussac, si l'on fait dissoudre dans un vase de verre mince une partie de ce chlorure pulvérisé dans quatre parties d'eau, il se produit un abaissement de 11°,4 degrés centigrades, tandis que le sel marin, chlorure de sodium, ne fait baisser la température que de 1,9 degrés dans les circonstances rapportées plus haut; l'eau à + 15 en dissout 1/3 et l'eau bouillante 1/2 de son poids.

Composition. Le chlorure de potassium contient :

Chlore......	47,57	2 atomes.
Potassium...	52,43	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $K\ Ch^2$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, le chlorure de potassium cristallisé décrépite légèrement et n'éprouve aucune altération.

2° Traité à froid par l'acide sulfurique hydraté, il est à l'instant décomposé avec effervescence en laissant dégager d'abondantes vapeurs blanches d'acide hydrochlorique.

3° Sa solution aqueuse concentrée précipite en jaune orangé, le bichlorure de platine elle produit un précipité blanc cristallin avec la solution d'acide tartrique, ainsi qu'avec celle du sulfate acide d'alumine.

Chlorure de sodium. (*Chlorure sodique.*)

Ce composé que les anciens naturalistes ont désigné sous le nom de *sel marin*, a été aussi appelé communément, en raison de ses usages, *sel de cuisine*, *sel commun*; il a porté tour à tour en chimie le nom de *muriate de soude* et *d'hydrochlorate de soude*. De tous les chlorures métalliques que l'on rencontre dans la nature, c'est le plus abondant. On le trouve à l'état solide dans certains pays, où il constitue des couches dans la terre très considérables; sous cet état on le connaît sous le nom de *sel gemme* ou *sel de roche*. Dissous dans l'eau on le rencontre abondamment dans certaines sources et dans les eaux de l'Océan d'où on le retire dans certains pays par l'évaporation.

Propriétés. Le chlorure de sodium pur se présente ordinairement cristallisé en petits cubes blancs, inaltérables à l'air et qui admettent de l'eau d'interposition. Il est inodore, d'une saveur franche bien connue de tout le monde. Exposé au feu il décrépite fortement, fond ensuite à une température au dessus de la chaleur rouge, et s'évapore en fumées blanches à l'air sans se décomposer; il est presque aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau bouillante. D'après M. Gay-Lussac 100 parties d'eau à + 14 dissolvent 36 de ce chlorure, et la même quantité d'eau à + 109, point d'ébullition de la solution saturée, en dissout 40, 1/5.

Composition. Ce chlorure est formé de :

Chlore....	60,35	ou 2	atomes.
Sodium ...	39,65	1	atome.
	100,00		

Sa formule = N Ch².

Caractères distinctifs. Mis en contact avec les charbons ardents, ce chlorure décrépite et pétille plus ou moins fortement suivant la proportion d'eau interposée entre ses cristaux.

2° L'acide sulfurique concentré versé sur ce chlorure, le décompose aussitôt en produisant avec effervescence un dégagement abondant de gaz hydrochlorique, qui s'exhale dans l'air sous forme de vapeurs blanches, piquantes, très acides.

3° Sa solution aqueuse n'éprouve aucune altération de la part des solutions des carbonates neutres, de celle du cyanure de fer et de potassium ainsi que celles d'acide hydrosulfurique et des hydrosulfates. Le bichlorure de platine et l'acide tartrique ne forment point de précipité dans sa solution à l'état de pureté.

Falsifications du chlorure de sodium.

De nombreuses observations ont fait connaître que ce composé, tel qu'on le trouve dans le commerce, était souvent mélangé avec différentes substances salines telles que *sulfate de chaux* ou *pierre à plâtre réduite en poudre, du sable fin*, ces matières insolubles dans l'eau froide restent après la solution du sel dans l'eau, et peuvent être facilement reconnues à leurs caractères. La présence du sulfate de soude dans les sels du commerce peut être démontrée au moyen des sels de barite, celle de l'iodure de sodium que contient toujours en petite quantité le sel marin

retiré des soudes de varecks, peut être décelée par les deux moyens suivants : si l'on verse sur le sel marin contenant des traces d'iodure de l'acide sulfurique concentré, on aperçoit ordinairement avec les vapeurs blanches des vapeurs violettes qui annoncent la présence de l'iode, ou au moins le sel se colore en jaune brun. Mais le procédé le plus sensible et le plus sûr consiste à jeter sur le sel à examiner moins d'eau qu'il n'en faut pour le dissoudre, à délayer dans la solution un peu d'empois ou de colle d'amidon, et à y verser goutte à goutte, en agitant, une solution faible de chlore ou de chlorite de chaux; le liquide prend aussitôt une teinte bleue plus ou moins foncée par la combinaison de l'iode avec l'amidon.

La présence du chlorure de potassium dans le sel marin du commerce peut être constatée par la solution de bichlorure de platine qui fait naître dans la solution du sel un précipité jaune orangé peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. Le poids de ce précipité fait connaître assez exactement celui du chlorure de potassium. M. Gay-Lussac a proposé le moyen suivant pour l'analyse d'un mélange de chlorure de sodium et de chlorure de potassium.

Analyse d'un mélange de chlorure de sodium et de chlorure de potassium.

Ce procédé, qui est fondé sur l'abaissement très inégal de température que chacun des deux chlorures produit en se dissolvant dans l'eau, exige à peine 10 minutes pour son exécution; il est surtout avantageux dans la fabrication du salpêtre et dans celle de l'alun. (*Annales de chimie et de physique*, tome XXXIX, page 336.)

50 grammes de chlorure de potassium, au moment où ils se dissolvent dans 200 gr. d'eau contenus dans un bocal de verre de la capacité d'environ 320 centimètres cubes d'eau, et du poids de 185 gr. produisent un abaissement

de température de 11°,4 centigrades. La même quantité de chlorure de sodium (sel marin pur) donne seulement, dans les mêmes circonstances, un abaissement de 1°,9. Si l'on fait un mélange des deux chlorures, et qu'on en dissolve 50 grammes dans 200 grammes d'eau, le froid produit sera relatif à la quantité de chacun d'eux; et d'après la table suivante établie par M. Gay-Lussac sur les proportions des deux chlorures correspondantes à chaque abaissement de température, il sera facile, connaissan l'abaissement produit par un mélange, de connaître les proportions respectives des deux chlorures.

Table donnant en centièmes la proportion de chlorure de potassium correspondante aux abaissements de température dans un mélange des deux chlorures.

ABAISSEMENT de TEMPÉRATURE.	CHLORURE DE POTASSIUM sur 100.	ABAISSEMENT de TEMPÉRATURE.	CHLORURE DE POTASSIUM sur 100.
1.9	0.00	6.7	50.57
2.0	1.05	6.8	51.58
2.1	2.10	6.9	52.63
2.2	3.16	7.0	53.68
2.3	4.21	7.1	54.74
2.4	5.26	7.2	55.79
2.5	6.31	7.3	56.84
2.6	7.37	7.4	57.89
2.7	8.42	7.5	58.95
2.8	9.47	7.6	60.00
2.9	10.53	7.7	61.05
3.0	11.58	7.8	62.10
3.1	12.63	7.9	63.16
3.2	13.68	8.0	64.21
3.3	14.74	8.1	65.26
3.4	15.79	8.2	66.31
3.5	16.84	8.3	67.37
3.6	17.89	8.4	68.42
3.7	18.95	8.5	69.47
3.8	20.00	8.6	70.53
3.9	21.05	8.7	71.58
4.0	22.10	8.8	72.63
4.1	23.16	8.9	73.68
4.2	24.21	9.0	74.74
4.3	25.26	9.1	75.79
4.4	26.31	9.2	76.84
4.5	27.37	9.3	77.89
4.6	28.42	9.4	78.95
4.7	29.47	9.5	80.00
4.8	30.53	9.6	81.05
4.9	31.58	9.7	82.10
5.0	32.63	9.8	83.16
5.1	33.68	9.9	84.21
5.2	34.74	10.0	85.26
5.3	35.79	10.1	86.31
5.4	36.84	10.2	87.37
5.5	37.89	10.3	88.42
5.6	38.95	10.4	89.47
5.7	40.00	10.5	90.53
5.8	41.05	10.6	91.58
5.9	42.10	10.7	92.63
6.0	43.16	10.8	93.68
6.1	44.21	10.9	94.74
6.2	45.26	11.0	95.79
6.3	46.31	11.1	96.84
6.4	47.37	11.2	97.89
6.5	48.42	11.3	98.95
6.6	49.47	11.4	100.00

Voici la marche à suivre pour opérer par le procédé rapporté plus haut. On prend 60 grammes du mélange salin à examiner, on le dissout dans l'eau pour séparer le résidu insoluble par la filtration, et on évapore à siccité la solution. Après avoir pesé le résidu bien desséché, on calcule quelle proportion de matière saline il représente pour un quintal ou cent livres. Ce résidu salin étant réduit en poudre très fine on en prend 50 grammes ; d'une autre part on pèse 200 grammes d'eau distillée qu'on place dans le bocal de verre, de la capacité et du poids cités plus haut ; le sel est ensuite placé sur une feuille de papier à côté du bocal et on attend qu'ils soient l'un et l'autre à la même température. On apprécie ensuite la température de l'eau avec un thermomètre dont les degrés soient divisés en cinquièmes, ce qui permet d'évaluer aisément des dixièmes de degrés, et on jette rapidement le sel dans le bocal en imprimant à ce vase un mouvement giratoire très rapide pour accélérer la solution. Pendant qu'elle s'opère, le thermomètre maintenu dans le bocal baisse rapidement ; on suit sa marche avec attention, et on observe le degré le plus bas auquel il parvient. La différence de température de l'eau avant la dissolution du sel, et après, fait connaître de suite en cherchant sur la table précédente la même différence, la quantité de chlorure de potassium correspondante à cette température.

Exemple. Si la température initiale de l'eau était de 16°,5 et la température finale 9°,2, la différence 7°,3 donnerait par la table 56,84 centièmes de chlorure de potassium, et par conséquent 43,16 de chlorure de sodium ou sel marin. Ces proportions seront ensuite réduites d'après la quantité d'eau et celle des matières terreuses contenues dans le mélange qu'on essaye.

Un autre moyen plus direct, qui peut être également employé dans de semblables circonstances, et que nous

avons mis en pratique dans l'analyse d'un échantillon de sel marin falsifié par le chlorure de potassium, consiste à précipiter une solution concentrée du sel par une solution également concentrée de bichlorure de platine. Le double chlorure de platine et de potassium qui se forme est recueilli, lavé à l'alcool et séché ensuite à + 100 ; c'est du poids de ce composé qu'on déduit celui du chlorure de potassium qu'il contient. (*Voyez* chlorure de potassium et de platine).

CHOLESTÉRINE. Principe immédiat découvert d'abord dans les calculs biliaires humains et désigné autrefois sous le nom de *matière grasse cristalline des calculs*. Sa présence a été démontrée dans la bile fraîche de l'homme et de quelques animaux ; on l'a depuis rencontrée dans plusieurs autres parties du corps animal, savoir : dans le cerveau, le sang, et un grand nombre de produits morbides.

Les calculs biliaires de l'homme en sont presque entièrement formés, et c'est de ceux-ci qu'on l'obtient ordinairement en les faisant bouillir avec de l'alcool, et filtrant la solution chaude qui la laisse cristalliser par le refroidissement.

Propriétés et caractères. La cholestérine se présente en écailles légères ou en feuillets plus ou moins larges, d'un blanc nacré. Elle est insipide, inodore, et d'un aspect un peu gras au toucher. Chauffée, elle fond à + 137° et cristallise par le refroidissement en lames rayonnées. L'eau est sans action sur elle; l'alcool froid la dissout à peine, mais à la température de son ébullition, il en dissout 1/9 ou 1/5 suivant sa densité. L'éther sulfurique en dissout 1/4 de son poids à + 15, et 1/2 à + 36°, 5°. Les solutions alcalines et caustiques n'ont aucune action sur elle ; l'acide sulfurique hydraté à la température ordinaire lui fait prendre sur le champ une belle couleur orangée qui devient ensuite rougeâtre. Traitée par son poids d'acide nitrique bouillant.

elle est décomposée, et convertie en acide particulier qu'on a désigné sous le nom *d'acide cholestérique*. Cet acide insoluble dans l'eau, est d'un jaune orangé en masse, d'un odeur butireuse, d'une saveur faible et styptique. Il fond à + 58°. L'alcool le dissout en se colorant en jaune orangé. La potasse, la soude et l'ammoniaque forment avec lui des composés solubles et déliquescents, colorés en jaune orangé, et que tous les acides décomposent en séparant l'acide cholestérique.

Composition. D'après les expériences de M. Chevreul, la cholestérine est formée de :

Carbone........	85,095	ou 38	atomes.
Hydrogène......	11,880	63	atomes.
Oxigène........	3,025	1	atome.
	100,000		

Sa formule = $C^{38} H^{63} O^{1}$.

CHRÔMATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide chrômique avec les oxides métalliques. Les différentes espèces sont toutes colorées; celles qui sont formées par un oxide blanc présentent, suivant leur état de saturation, une couleur jaune, orange ou rouge. Les autres espèces offrent des nuances variables plus ou moins foncées.

Les chrômates se décomposent presque tous au feu, à l'exception des chrômates alcalins neutres qui résistent à une température élevée. Les espèces solubles sont celles à base de potasse, de soude, de chaux, de strontiane, de cobalt, de nickel, de zinc et de peroxide de fer; presque tous les autres chrômates sont insolubles à l'état neutre.

On ne trouve qu'un seul chrômate dans la nature, c'est celui de plomb qui constitue un minéral très rare, désigné en minéralogie sous le nom de *plomb rouge de Sibérie*. Tous les autres sont des produits de l'art.

Les chrômates peuvent exister à l'état de sels acides dans lesquels la proportion d'acide est double, et de sels basiques dans lesquels la base est multipliée par 1 1/2 et par 2.

Caractères distinctifs. 1° Ces sels ne produisent aucun effet lorsqu'on les projette sur les charbons ardents.

2° Chauffés au chalumeau ils colorent les flux en vert, tant au feu de réduction qu'au feu d'oxidation.

3° L'acide sulfurique hydraté mis en contact avec ces sels neutres, les décompose et leur fait prendre une teinte rouge orangé, sans dégager aucune odeur sensible.

4° Dissous dans l'eau, ils donnent une solution jaune qui devient orangé par les acides nitrique et sulfurique, et d'un vert bleuâtre par l'acide sulfureux : chauffé avec de l'acide hydrochlorique, leur solution devient verte en dégageant du chlore; les chrômates solubles précipitent les sels de protoxide de plomb en jaune orangé; les sels de protoxide de mercure en rouge vif, et ceux à base d'oxide d'argent, en rouge carmin foncé.

Chrômate de plomb. (*Chrômate plombique*, Berz.)

On en connaît deux espèces, le chrômate neutre et le sous-chrômate ou chrômate biplombique. Le premier se trouve dans le règne minéral, il est d'un rouge vif de feu et cristallisé; on lui a donné le nom de *plomb rouge*.

Le chrômate de plomb neutre s'obtient dans les arts en précipitant le nitrate de plomb par le chrômate de potasse.

Propriétés. Ce sel se présente sous forme de poudre d'une belle couleur jaune orangé plus ou moins foncée, ou en pains ou moulé en petits trochisques. Il est insoluble dans l'eau. Chauffé, il se décompose et se transforme en oxide de plomb mêlé d'oxide vert de chrôme. L'acide nitrique le dissout peu à peu en s'emparant d'une partie de l'oxide de plomb.

Composition. Le chrômate neutre de plomb est formé de :

Acide chrômique......	31,85 ou	1 atome.
Protoxide de plomb....	68,15	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Pb}\ddot{Cr}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon, le chrômate de plomb entre en fusion et se réduit dans la flamme intérieure; fondu avec le borax, il se dissout facilement dans ce sel et le colore en vert d'émeraude lorsqu'il n'est qu'en petite quantité.

2° L'acide nitrique étendu d'eau le dissout à chaud; cette dissolution précipite en blanc par l'acide sulfurique et par les solutions des sulfates.

3° Mis en digestion avec un carbonate alcalin, il se décompose et produit du carbonate de plomb insoluble, et un chrômate soluble facile à reconnaître à sa couleur et aux précipités colorés que forment dans sa solution les sels de plomb, de mercure et d'argent.

4° Traité à chaud par un mélange d'alcool et d'acide hydrochlorique, il se décompose en dégageant de l'éther hydrochlorique avec formation de chlorure de chrôme vert soluble et de protochlorure de plomb insoluble.

Usages. Ce sel est très employé dans la peinture à l'huile et dans la fabrication des toiles peintes, sous le nom de *jaune de chrôme.* On en distingue plusieurs variétés dans le commerce; elles sont rarement pures, et renferment soit du carbonate ou sulfate de plomb, soit du sulfate de chaux. Ce dernier sel qu'on ajoute au chrômate humide, le rend moins foncé mais plus brillant; sa proportion s'élève quelquefois à plus de 50 pour cent.

La présence du carbonate de plomb se reconnaît à l'effervescence que le chrômate produit à froid lorsqu'on le met

en contact avec de l'acide nitrique faible. Celle du sulfate de plomb et du sulfate de chaux au résidu insoluble à chaud dans l'acide nitrique. Un examen ultérieur peut aisément faire distinguer l'un ou l'autre de ces sels.

Sous-chrômate de plomb ou *chrômate bi-plombique*. On le forme en faisant digérer le chrômate neutre dans une solution faible de potasse caustique, ou en versant du nitrate de plomb dans une solution de chrômate de potasse avec excès d'alcali caustique. Il se présente sous forme de poudre d'une belle couleur rouge de cinabre.

Chrômate de potasse. (*Chrômate potassique.*) Ce sel se prépare aujourd'hui dans les arts en calcinant dans un four à réverbère la mine de chrôme et de fer (chrômite de fer) avec le nitrate de potasse. Le résidu lessivé à l'eau bouillante, fournit du chrômate neutre par l'évaporation et la cristallisation.

Propriétés. Le chrômate neutre de potasse se présente en prismes transparents d'une belle couleur jaune citron foncé; sa saveur est fraîche, amère et désagréable. Exposé à l'action de la chaleur, il fond, perd son eau de cristallisation et éprouve à la chaleur rouge la fusion ignée sans se décomposer. Il est inaltérable à l'air, soluble dans à peu près la moitié de son poids d'eau à + 15°.

Composition. Ce sel cristallisé contient 51,1 d'eau de combinaison: anhydre il est formé de :

Acide chrômique......	52,5	ou 1 atome.
Protoxide de potassium.	47,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $\dot{K}\ddot{Cr}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents le chrômate de potasse neutre se dessèche,

perd son eau de cristallisation et prend une teinte jaune orangé par la chaleur.

2° L'acide sulfurique concentré lui fait prendre immédiatement une teinte rouge en le transformant en bichrômate.

3° Dissous dans l'eau il donne une solution d'un beau jaune citron, qui devient orangé par l'acide nitrique et sulfurique; et vert bleuâtre par l'acide sulfureux. Cette solution aqueuse forme avec le nitrate de barite un précipité blanc jaunâtre soluble dans l'acide nitrique; avec le nitrate de plomb un précipité jaune citron; avec le protonitrate de mercure un précipité rouge, et avec le nitrate d'argent un précipité rouge carmin.

4° La solution de bichlorure de platine y occasionne un précipité jaune orangé.

Usages. La solution de chrômate de potasse peut être employée comme réactif pour reconnaître un certain nombre de sels métalliques par les précipités colorés qu'elle forme avec ceux-ci. La propriété qu'elle possède de précipiter les sels neutres de barite et de ne pas former de précipité avec les sels de strontiane fournit un moyen de distinguer les sels de ces espèces. D'après les observations faites par M. J. D. Smith, on peut tirer un parti avantageux de ces propriétés spéciales pour séparer l'oxide de barium de celui de strontium, et déterminer le rapport dans lequel ils étaient mélangés.

Le moyen consiste à dissoudre les deux oxides ou leurs carbonates dans l'acide hydrochlorique, à évaporer à siccité pour chasser l'excès d'acide, redissoudre le résidu dans une grande quantité d'eau, et à verser dans la solution du chrômate de potasse neutre. Le chrômate de barite qui se forme, recueilli et calciné fait connaître exactement la quantité de barite. Pour obtenir la strontiane on concentre la liqueur séparée du chrômate de barite et on la précipite

par une solution de sesquicarbonate d'ammoniaque. (*Journal de chimie*, tome IV, page 67.)

Bichrômate de potasse. (Bichrômate potassique.)

Ce sel a une couleur rouge intense, il se présente cristallisé en larges tables rectangulaires qui sont anhydres. Sa saveur est acide, métallique et amère; l'eau à + 15 en dissout 1/10 de son poids. Chauffé il fond en une masse transparente rouge qui à une chaleur blanche, se décompose en oxide de chrôme et en chrômate neutre. Il renferme 2 atomes d'acide chrômique contre 1 atome de potasse.

Caractères distinctifs. Le bichrômate de potasse, à part sa réaction acide facile à constater, présente avec les réactifs les caractères qu'on retrouve dans le chrômate neutre.

CHRÔME. Métal particulier, découvert en 1797, par Vauquelin, dans un minéral de Sibérie, désigné sous le nom de *plomb rouge*, et dans lequel il existe à l'état d'acide chrômique combiné au protoxide de plomb. Depuis on l'a rencontré en plus ou moins grande quantité dans beaucoup d'autres minéraux, soit à l'état d'oxide, soit à l'état métallique; sous le premier état il existe dans l'émeraude, la serpentine, la diallage, le fer chrômé du Var et de Sibérie; sous le second, dans plusieurs espèces de fer métallique et dans certains minerais de fer.

Propriétés. Le chrôme est d'un blanc gris, très dur, en masse poreuse, cassante et qui prend de l'éclat par le frottement : sa densité est de 5,900. On n'a pu encore le fondre dans les meilleures forges. Il est inaltérable à l'air, mais à la chaleur rouge il en absorbe l'oxigène peu à peu et se convertit en oxide vert à sa surface. Les acides minéraux ne l'attaquent pas excepté l'acide nitrique et l'eau régale qui ne l'oxident et le dissolvent que difficilement, même à chaud. Les alcalis fixes, les carbonates et nitrates alcalins calcinés avec ce métal l'acidifient au contact de

l'air et le font passer à l'état d'acide chrômique qui reste uni à leur base.

Caractères distinctifs. Ce métal peut aisément être distingué en le calcinant dans un creuset d'argent avec du nitre, il passe à l'état de chrômate de potasse facile à reconnaître par sa couleur jaune, sa solubilité dans l'eau et les propriétés qu'il présente lorsqu'on le met en contact avec les réactifs. Ce moyen est toujours employé pour savoir si ce métal fait partie d'un minéral, et estimer sa proportion en précipitant le chrômate de potasse formé par une solution de protonitrate de mercure. Le chrômate de mercure obtenu laisse par sa calcination de l'oxide vert de chrôme dont le poids permet de déduire celui du métal. Le dosage de chrôme peut encore être fait par le poids d'un chrômate neutre insoluble et sec, tel que celui de barite ou de plomb.

CINABRE. Nom donné dans les arts et le commerce au deutosulfure de mercure ou sulfure rouge de mercure.

CINCHONINE. Alcali végétal organique qui se trouve surtout dans le quinquina gris (*cinchona condaminea*), en combinaison avec l'acide kinique. C'est à ce principe, découvert en 1820, qu'il faut attribuer les propriétés médicales de cette écorce.

Propriétés. La cinchonine se présente en aiguilles blanches, prismatiques et déliées. Elle est inodore, très peu soluble dans l'eau qui n'en dissout que 1/2500 de son poids à + 100. Sa saveur est amère et ne se développe qu'au bout d'un certain temps. L'air ne lui fait éprouver aucune altération; exposée à l'action de la chaleur elle fond au moment où elle commence à se décomposer, se boursoufle et se sublime en parties en aiguilles brillantes. L'alcool et l'éther la dissolvent surtout en plus grande quantité à chaud qu'à froid. Ces dissolutions d'une saveur très amère verdissent le sirop de violettes, et ramènent au bleu le pa-

pier de tournesol rougi par les acides; tous les acides minéraux la dissolvent et forment avec elle des sels solubles et cristallisables, doués d'une grande amertume.

Composition. Cet alcali renferme d'après les analyses qui en ont été faites :

Carbone.......	78,67	ou 20 atomes.
Hydrogène.....	7,06	22 atomes.
Azote.........	9,11	2 atomes.
Oxigène.......	5,16	1 atome.
	100,00	

Sa formule = C^{20}, H^{22}, Az^{2}, O^{1}.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée sur une lame de platine la cinchonine fond, se boursoufle et se décompose en fournissant une petite quantité de charbon qui brûle sans laisser de résidu.

2° L'eau froide n'a point d'action sur elle, mais l'alcool la dissout entièrement ainsi que tous les acides affaiblis inorganiques. L'acide nitrique concentré la dissout sans produire aucune coloration.

3° Les dissolutions de la cinchonine dans les acides sont précipitées en blanc par les alcalis, l'acide tannique et l'infusion de noix de galles; en séparent cet alcali à l'état de tannate en flocons blancs très peu soluble dans l'eau.

Usages. La cinchonine est seulement employée en médecine dans le traitement des fièvres intermittentes, elle fait partie de tous les médicaments composés qui ont pour base le quinquina gris. Ses propriétés fébrifuges sont moins marquées que celles de la quinine. On en fait ordinairement usage à l'état de sel, mais on lui préfère dans la pratique la quinine ou ses sels.

CIRE D'ABEILLES. Cette espèce de cire la plus employée ordinairement dans les arts, et la plus répandue

s'extrait du résidu de l'expression des gâteaux ou rayons de miel; telle qu'on l'obtient par la fusion, elle est jaune et possède une odeur particulière semblable à celle du miel.

On blanchit la cire, soit par son exposition à l'air humide et à la lumière, soit en la mettant en contact avec une solution de chlorite alcalin. Purifiée on la désigne alors sous le nom de *cire vierge*.

Propriétés. La cire est blanche, translucide sur ses bords, elle n'a ni odeur ni saveur; sa densité est de 0,960. Exposée à l'action de la chaleur elle se ramollit, devient flexible et entre en fusion complète à + 68°. L'eau est sans action sur elle, l'alcool bouillant en dissout seulement une partie qu'il laisse déposer presque entièrement par le refroidissement. Cette partie de la cire soluble dans l'alcool est désignée sous le nom de *cérine*, elle forme les 0,7 de la cire. La partie insoluble dans l'alcool a été appelée *myricine*, parce qu'elle existe en plus grande quantité dans la cire du *myrica cerifera*, arbre de la Louisiane. Ce sont ces deux substances qui, réunies, constituent la cire d'abeilles.

Les acides faibles ont peu d'action sur la cire, les alcalis caustiques la saponifient à chaud en partie et produisent une substance neutre, moins fusible que la cire, qu'on a nommée *céraine*.

Caractères distinctifs. Les caractères physiques de la cire, sa fusibilité, son insolubilité dans l'eau, sa solubilité partielle dans l'alcool et dans les solutions alcalines sont autant de propriétés qui peuvent servir à la distinguer.

Falsifications. La cire qu'on trouve dans le commerce est quelquefois additionnée de fécule de pomme de terre, qui lui donne un aspect grenu et cristallin. Cette fraude est facile à distinguer par la fusion de la cire qui laisse déposer la fécule au fond du vase, ou en traitant à chaud

une portion de la cire suspecte par 8 à 10 fois son poids d'essence de térebenthine, la cire est dissoute et la fécule se sépare facilement avec tous ses caractères. L'application de la teinture d'iode sur un des morceaux de la cire fait encore découvrir la fécule par la coloration violacée qu'elle y produit en peu de temps.

Dans les arts on introduit avec intention de petites quantités de suif dans la cire blanche afin de la rendre moins cassante. On peut reconnaître dans la cire la présence du suif à l'odeur qu'elle répand en la projetant sur les charbons ardents, ou en en distillant une portion dans une petite cornue de verre. La cire pure distillée ainsi et lavée à l'eau chaude ne contient pas d'acide sébacique en solution, tandis que celle qui ne renferme seulement que 2 à 3 pour cent de suif donne un produit acide qui précipite la solution d'acétate neutre de plomb. (Expérience de MM. Félix Boudet et Boissenot.)

Cire végétale. Sous ce nom on désigne la cire qu'on retire directement de certaines parties de végétaux exotiques et qui a plus ou moins d'analogie avec la cire d'abeilles. Tels sont les produits qu'on extrait des baies de plusieurs espèces de *myrica* et de l'écorce du *ceroxylon andicola* et qui sont employés dans les pays à la confection des bougies.

COCHENILLE. On donne ce nom à un petit *coccus* qui vit sur différentes espèces de cactus au Mexique. Cet insecte de l'ordre des hémiptères est très employé dans les arts en raison de son principe colorant que nous avons déjà décrit sous le nom de *carmine*. Les femelles de ces insectes sont récoltées après l'accouplement; on les fait périr par la chaleur de l'étuve ou de l'eau bouillante et ensuite on les dessèche. Dans le commerce on trouve la cochenille entière sous la forme de petits grains brunâtres, ridés, couverts çà et là d'un enduit blanchâtre.

La cochenille est composée d'après l'analyse qui en a été faite par MM. Pelletier et Caventou, 1° d'un principe colorant rouge désigné sous le nom de *carmine*, 2° d'une matière grasse formée d'oléine, de stéarine et d'un acide volatil, 3° d'une matière animale *sui generis* (coccine), 4° de chlorure de potassium, et de phosphates de potasse et de chaux.

On distingue dans le commerce deux sortes de cochenille qui sont fournies par la même espèce ; elles ne diffèrent que par le mode de dessiccation qu'on a fait subir à ces insectes. La cochenille *jaspée ou mestèque* ainsi nommée parce qu'elle a un aspect versicolore, est remarquable en ce que les anneaux qu'on observe sur son dos sont noirs à leur sommet, et que leurs intervalles sont recouverts d'une poussière farineuse blanche, de nature graisseuse. La cochenille noire, ainsi qualifiée à cause de sa couleur, n'a point la teinte rosée qu'on voit sur l'espèce précédente.

Caractères distinctifs. 1° La cochenille du commerce est sous la forme de petits grains irréguliers, convexes d'un côté, concaves de l'autre et sur lesquels on voit encore quelques traces d'anneaux ; son diamètre est d'une ligne environ. Elle est légère, friable, noirâtre ou d'un gris ardoisé mêlé de rouge, recouverte quelquefois d'une poussière blanche.

2° Mise en contact avec l'eau, elle se gonfle peu à peu en prenant une forme hémisphérique, et colorant le liquide en beau rouge. Cette solution aqueuse se comporte avec les acides, les alcalis et les sels métalliques comme la solution de carmine (*voyez* ce mot).

Usages. Les arts tirent un grand parti de la cochenille dont le principe colorant (le carmine) fait la base de plusieurs couleurs très employées. La teinture en fait

usage pour teindre la laine et la soie en rouge écarlate ou ponceau.

Les qualités de la cochenille dépendant de la proportion de carmine qu'elle contient, plusieurs moyens peuvent être employés pour la déterminer.

Le moyen le plus exact d'après M. Robiquet consiste à prendre deux quantités égales de cochenille dont l'une, déjà connue par sa qualité supérieure, servira de terme de comparaison, à celle que l'on veut essayer. Après les avoir pulvérisées on les fait bouillir dans une égale quantité d'eau. Les deux solutions étant filtrées séparément, on prend une même mesure de chacune dans une éprouvette graduée, et on y ajoute avec une burette graduée une solution de chlore faible jusqu'à ce que la liqueur soit devenue jaune; les quantités de chlore employées seront entre elles dans le rapport des proportions de carmine que contenaient les deux échantillons de cochenille. On arriverait encore au même résultat en se servant du *colorimètre* (voyez ce mot pour la description et l'usage de cet appareil, page 358.)

Un autre procédé proposé en 1837 par M. Anthon, est fondé sur la propriété dont jouit l'hydrate d'alumine, de précipiter complètement la carmine de la dissolution de cochenille, de manière à décolorer tout à fait celle-ci.

L'instrument dont il se sert est un tube de verre de 20 pouces de hauteur, sur 3/4 de pouce de diamètre, fixé à un pied de bois ou de verre. On le gradue en y introduisant d'abord une solution de 7 grains de carmine pure, dissoute dans environ 3 pouces cubes d'eau distillée. Le niveau de cette solution représente le zéro de l'échelle. Pour précipiter la carmine, il forme une liqueur d'épreuve en dissolvant une partie d'alun dans 32 parties d'eau, et il y ajoute assez d'ammoniaque pour en précipiter l'alumine. C'est ce mélange d'hydrate d'alumine en suspension

et de sulfate d'ammoniaque dissous, qui bien agité, est employé pour précipiter la matière colorante. On en verse peu à peu dans la solution de carmine et après avoir fortement agité, on laisse déposer la laque carminée qui s'est formée ; on continue ainsi jusqu'à ce que la liqueur soit décolorée. Le volume total à partir du zéro est divisé en 70 parties égales dont chacune correspond à la quantité de carmine contenue dans 100 parties de cochenille.

Pour essayer une cochenille on en pèse 10 grains qu'on réduit en poudre et qu'on traite à plusieurs reprises par 100 grains d'eau distillée chaude. Les solutions sont réunies dans le tube gradué, et l'on s'arrange pour que leur volume s'arrête au 0 du tube. En ajoutant peu à peu de la *liqueur d'épreuve* jusqu'à ce que la solution soit claire et décolorée, il devient facile suivant M. Anthon, d'apprécier la quantité de carmine en examinant le point du tube où le mélange des liqueurs s'est élevé, ce degré indique en centièmes les proportions de carmine que contient la cochenille soumise à l'essai. Si après la décoloration de la de la solution le volume des liqueurs est à 45°, la cochenille essayée renferme 45 0/0 de carmine.

Suivant l'auteur, ce procédé est si simple et d'une exécution si facile qu'il peut être exécuté dans les ateliers par tout ouvrier intelligent. (*Journal de chimie médicale*, tome III, 2e série, page 281.)

COLLE. On donne particulièrement ce nom dans les arts à la gélatine séchée, obtenue par la coction de diverses substances animales dans l'eau. Cette préparation très employée pour coller le bois, le papier, et autres objets, est désignée sous le nom de *colle forte*.

Le nom de colle est encore appliqué à d'autres préparations qui sont employées aux mêmes usages, mais qui ont en général moins de force d'adhésion avec les corps sur lesquels on les applique. C'est ainsi qu'on donne le nom

de *colle de pâte* à la colle préparée en cuisant la farine dans l'eau, celle de *colle de peau* à la gélatine extraite par la coction des rognures de peau dans l'eau, et obtenue à l'état de gelée tremblante : celle-ci sert surtout pour coller le papier et délayer les couleurs qu'on désire fixer sur le bois, les murs etc.

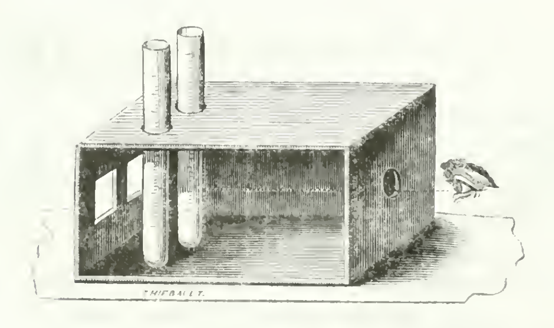
Sous le nom de *colle de poisson* ou ichthyocolle, on désigne dans le commerce la membrane interne de la vessie natatoire de l'esturgeon, divisée en lanières et roulée sur elle-même en forme de petits cordons blancs, demi-transparents. Bouillie dans l'eau, elle fournit une gélatine pure, incolore et inodore, qu'on emploie avec avantage dans la clarification des vins, et dans la préparation de plusieurs mets sucrés et aromatisés très recherchés sur les tables.

COLORIMÈTRE. On donne ce nom à un instrument imaginé par M. Houton-Labillardière, pour évaluer les quantités relatives de matière colorante contenues dans les diverses espèces de substances tinctoriales organiques.

Dans l'emploi de cet instrument, l'appréciation de la qualité relative des matières tinctoriales est fondée sur ce que deux dissolutions faites comparativement avec des quantités égales de la même matière colorante dans des quantités égales d'eau ou de tout autre liquide, paraissent dans des tubes colorimétriques, de la même nuance ; et que des dissolutions faites avec des proportions différentes présentent des nuances dont l'intensité est proportionnelle aux quantités de matière colorante employée. Il est possible d'apprécier cette proportion en introduisant dans des tubes gradués 100 parties de chaque dissolution, et ajoutant de l'eau à la plus intense jusqu'à ce qu'elle se confonde par la nuance avec la plus faible. Le volume de la liqueur affaiblie, indiqué par la graduation des tubes, se trouve dans le même rapport avec le volume de l'autre que les quantités de matière colorante employée ; l'inten-

sité de couleur d'une liqueur affaiblie étant proportionnelle aux volumes des liqueurs avant et après l'addition du liquide, et les matières tinctoriales variables en qualité, traitées convenablement et comparativement, fournissant des liqueurs dont les nuances ont des intensités proportionnelles à la quantité du principe colorant qu'elles contiennent.

Description du colorimètre. Le colorimètre se compose de deux tubes de verre bien cylindriques, de 14 à 13 millimètres de diamètre et de 33 centimètres de longueur environ, bouchés à une extrémité, égaux au diamètre et en épaisseur de verre, divisés dans les 5/6 de leur longueur, à partir de leur extrémité bouchée, en deux parties égales en capacité et la seconde portant une échelle ascendante divisée en 100 parties. Ces deux tubes se placent dans une petite boîte de bois, par deux ouvertures pratiquées l'une à côté de l'autre, à la partie supérieure et près d'une des extrémités, à laquelle se trouvent deux ouvertures carrées du diamètre des tubes, pratiquées en regard de leur partie inférieure, et à l'autre extrémité un trou par lequel on peut voir la partie inférieure des tubes. La boîte étant placée entre l'œil et la lumière, on juge très facilement de la différence ou de l'identité de nuance des deux liquides colorés introduits dans ces tubes. (Voyez la figure ci-dessous.)



Voici comment on doit procéder à l'essai des matières

tinctoriales, et nous prendrons pour exemple l'essai du rocou, d'après des expériences faites par M. Girardin, professeur de chimie industrielle à Rouen (Mémoire lu à la *Société libre d'émulation*, décembre 1836).

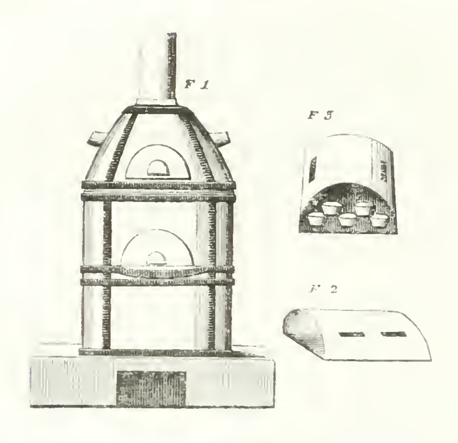
Après avoir pesé 5 décigrammes du rocou à examiner et d'un rocou de bonne qualité pris pour comparaison l'un et l'autre desséchés à + 100, on les fait digérer avec 50 grammes d'alcool à 32° pendant douze heures. La liqueur décantée est remplacée par une quantité égale d'alcool jusqu'à épuisement de tout principe colorant. Les liqueurs alcooliques de chaque échantillon étant mêlées chacune de son côté, on a ainsi deux dissolutions qui représentent exactement leur richesse tinctoriale. Pour l'estimer on introduit de ces dissolutions dans les tubes colorimétriques jusqu'au zéro de l'échelle ce qui équivaut à 100 parties de l'échelle supérieure: on place ces tubes dans la boîte, et on compare la nuance des liquides qu'ils renferment, en regardant les deux tubes par le trou servant d'oculaire, la boîte étant placée de manière que la lumière arrive régulièrement sur l'extrémité où se trouvent les tubes. Si l'on remarque une différence de ton entre les deux liqueurs, on ajoute de l'alcool pur à la plus foncée (qui est toujours celle provenant du rocou pris comme type), jusqu'à ce que les tubes paraissent de la même nuance. On lit ensuite sur le tube dans lequel on a ajouté l'alcool, le nombre de parties de liqueur qu'il contient; ce nombre, comparé au volume de la liqueur contenue dans l'autre tube, volume qui n'a pas changé et qui est égal à 100, indique le rapport entre le pouvoir colorant ou la quantité relative des deux rocous.

Exemple. S'il a fallu ajouter à la solution du bon rocou 85 parties d'alcool pour l'amener à la même nuance que l'autre, le rapport en volume des liquides contenus dans les tubes, sera comme 185 est à 100, et la qualité relative

des rocous sera représentée par le même rapport, puisque la qualité des deux échantillons essayés est proportionnelle à leur pouvoir colorant. Tel est le procédé qui doit être mis en usage pour estimer la valeur vénale des matières tinctoriales au moyen du *colorimètre ;* la nature du dissolvant doit seulement varier suivant que le principe colorant est soluble dans l'*eau*, l'*alcool*, les *acides* ou les *solutions alcalines*.

COUPELLATION. La coupellation est une opération d'origine très ancienne qui a pour objet la détermination exacte de la quantité des métaux étrangers alliés à l'or, à l'argent, ou à ces deux métaux réunis, ou ce qui revient au même, la détermination de la quantité d'or et d'argent alliés à d'autres métaux. Elle s'effectue en plaçant l'alliage dans une petite coupelle faite en os calcinés et le fondant au contact de l'air avec une certaine quantité de plomb pur, dans un fourneau particulier. Le plomb, métal très fusible, facile à s'oxider à l'air, se couvertit bientôt en protoxide qui, par sa propriété fondante, vitrifiable et pénétrante, favorise l'oxidation du cuivre, métal le plus communément uni avec l'or et l'argent, et l'entraîne avec lui dans les pores de la coupelle.

Du fourneau de coupelle. La forme la plus ordinaire de ce fourneau représente une colonne carrée d'environ 36 centimètres de largeur sur 34 de hauteur, et 34 de profondeur, terminé par un dôme mobile en forme pyramidale à quatre faces dont la hauteur est de 25 centimètres, et l'ouverture carrée qui le termine, de 18 centimètres de ce côté (voyez de l'autre côté, *fig*. 1.)



Ce fourneau dont les dimensions peuvent varier, porte trois ouvertures : la supérieure est pratiquée sur le plan antérieur de la pyramide, elle sert à mettre le charbon, on le nomme *gueulard*. La moyenne est celle qui correspond à la moufle ou voûte surbaissée dans laquelle on place les coupelles. Cette partie du fourneau s'appelle *laboratoire*. elle porte en avant une tablette en terre qui permet d'éloigner la porte de l'ouverture pendant la coupellation. La troisième ouverture, ou l'inférieure, est celle du foyer : elle est carrée et a 18 centimètres de large, sur 10 de haut. Le dôme du fourneau peut être terminé ou par un tuyau de terre qui lui sert de cheminée ou par un simple tuyau de tôle. Afin de donner de la solidité à ce fourneau on le lie soigneusement avec quatre bandes de fer serrées avec des vis et des écrous.

Quelques fourneaux de coupelle sont faits aussi en fer, doublés de terre : ils durent plus longtemps que les autres, mais ils sont plus difficiles à échauffer et ne conservent pas aussi bien leur chaleur.

Des moufles. Les moufles (*fig.* 2 et 3) sont des vases de terre réfractaire, destinés à recevoir les coupelles ; elles ont

à peu près la forme d'un four, c'est à dire qu'elles sont formées d'une voûte légèrement surbaissée et d'une aire horizontale, au lieu d'être elliptique ou ronde; la sole représente un carré alongé, et la paroi du fond fait un angle droit avec l'aire. Elles sont percées de chaque côté d'une ou de deux fentes de 18 à 20 millimètres de long et 5 de large pour permettre à l'air de se renouveler.

Lorsqu'on se sert des moufles, on répand sur l'aire, du sable fin ou de la craie en poudre, pour que les coupelles ne s'y attachent point par l'oxide de plomb qui pénètre souvent à travers.

Des coupelles. Les coupelles, qui ont reçu ce nom parce qu'elles ressemblent à de *petites coupes*, sont faites avec des os calcinés au blanc, broyés, lavés et ensuite moulés pour leur donner la forme sous laquelle on les emploie. Ces coupelles très poreuses et friables sont desséchées dans des étuves, et ensuite exposées dans des fours pour les cuire. La quantité d'oxide de plomb qu'elles peuvent absorber s'élève tout au plus à leur propre poids.

Pour procéder à la coupellation de l'argent, on prend une masse quelconque de ce métal allié dont on veut connaître le titre, par exemple un gramme : on met dans la coupelle échauffée au rouge blanc sous la moufle une certaine quantité de plomb pur qui doit être déterminée, au moins d'une manière approchée suivant la proportion de cuivre allié à l'or ou à l'argent. Dès que le plomb est fondu et que sa surface est bien brillante on y place avec soin, à l'aide d'une pincette, l'argent enveloppé dans un cornet de papier et aussitôt ce dernier se fond, la matière se découvre et s'éclaircit, l'on voit se former sur la matière en fusion des points qui se promènent à sa surface et tombent vers la partie inférieure, et une fumée s'élever et serpenter dans l'intérieur de la moufle. A mesure que l'opération avance, l'*œuvre* s'arrondit davantage, les points

brillants deviennent plus grands et sont agités d'un mouvement plus rapide. En même temps que ces phénomènes se continuent, l'alliage diminue de volume, et laisse sur le bassin de la coupelle une trace d'un rouge brun jaunâtre; sa surface, d'abord plane, devient de plus en plus convexe, les points brillants augmentent continuellement. A cette époque, le plomb est presque entièrement absorbé et l'on ramène la coupelle sur le devant de la moufle. Alors, en très peu de temps, les points brillants qui se montraient disparaissent; le métal présente sur toute sa surface sphérique agitée des rubans colorés de toutes les nuances de l'iris; il se fixe ensuite en devenant terne et s'éclaircit tout à coup par la disparition d'un espèce de nuage qui semblait couvrir sa surface, c'est ce dernier mouvement instantané que les essayeurs appellent *éclair* ou *fulguration* ou *coruscation*; c'est à ce signe qu'ils reconnaissent que l'opération est terminée. On rapproche de l'ouverture de la moufle la porte qui en avait été un peu éloignée pour observer ces derniers effets, et lorsque la coupelle est refroidie et que le bouton d'argent est complètement solidifié, on le saisit avec une pince; on brosse la partie inférieure pour ôter la petite portion de terre qui pourrait y adhérer et on le pèse. La perte qu'il a éprouvée pendant la coupellation, fait connaître combien l'argent contenait de cuivre ou d'autres métaux oxidables à l'air.

Il importe de ne point retirer la coupelle immédiatement après l'éclair, parce que l'argent encore en fusion se refroidirait trop subitement, et son retrait superficiel pourrait faire jaillir au dehors de la coupelle et sur les parois une petite portion du métal intérieur encore liquide.

Les essayeurs appellent *végéter* ou *rocher* l'argent qui a présenté ce dernier phénomène, et l'essai par conséquent ne peut offrir aucune garantie; il est alors nécessaire de le

recommencer, en prenant les précautions que nous avons indiquées.

Si l'argent qu'on soumet à l'essai recèle d'autres substances métalliques, excepté le bismuth, elles ne passent point, et restent à l'état d'oxides différemment colorés sur les côtés du bassin de la coupelle et sous la forme de scories. Ainsi le fer donne une scorie noire sur la coupelle, l'étain une scorie grise et le zinc un bourrelet jaunâtre. (Vauquelin, *Manuel de l'Essayeur.*)

La quantité de plomb nécessaire pour différents alliages de cuivre et d'argent a été déterminée par l'expérience, elle varie suivant le titre de l'alliage; en général lorsqu'on ne le connaît pas, on le détermine toujours en passant à la coupelle l'argent à essayer avec 10 fois son poids de plomb pur.

D'après les expériences entreprises par M. D'Arcet, il faut pour l'essai à 950/1000, quatre parties de plomb contre une d'alliage; sept pour l'argent à 900/1000; dix pour celui à 800/1000, et vingt pour l'alliage de la monnaie de billon à 200/1000. (Extrait des tables insérées dans les *Annales de chimie et de physique*, tome I, page 75.)

Le bismuth peut aussi servir à la coupellation de l'argent d'après les expériences de M. Chaudet, essayeur à la monnaie de Paris. Ce métal est même préférable au plomb sous plusieurs rapports, et l'opération marche plus rapidement; mais il est d'un prix plus élevé que le plomb et fait souvent *rocher* l'argent. L'expérience a démontré que la quantité de bismuth nécessaire pour la coupellation doit être à celle du plomb :: 7,7 : 11,2, c'est à dire en sens inverse de la quantité d'oxigène qu'ils absorbent pour passer à l'état de protoxide.

Coupellation de l'or. La quantité d'or contenue dans les lingots, pièces de monnaie, vases et ustensiles d'or, se détermine aussi par le même procédé, mais comme les

alliages d'or, indépendamment du cuivre renferment aussi de petites quantités d'argent, le procédé est modifié. On mêle d'abord l'or à essayer avec trois portions d'argent fin, et on coupelle le tout ensemble par les moyens ordinaires. L'introduction de l'argent dans l'alliage qu'on essaie porte le nom d'*inquartation*, parce qu'en effet on fait cette opération en unissant 3 parties d'argent à 1 partie d'or supposé fin.

Cet essai de l'or à la coupellation se pratique ordinairement sur un demi-gramme d'or, et 1 gramme 5 d'argent fin, enveloppés tous les deux dans le même cornet de papier, et qu'on porte dans 5 grammes de plomb pur fondu dans la coupelle. Cette opération a besoin d'une plus grande chaleur que celle qu'on fait sur l'argent. Mais heureusement il n'y a rien à redouter dans cet essai, ce qui dispense des précautions qui doivent être prise pour l'argent lorsque l'*éclair* a paru.

La coupellation étant terminée, on saisit le petit bouton d'or qu'on brosse bien, on le pèse pour connaître le poids du cuivre qui a été entraîné par l'oxide de plomb, puis après l'avoir recuit au rouge, on le lamine de manière à obtenir une lame d'un sixième de ligne d'épaisseur.

Cette lame recuite et roulée sur elle-même en forme de cornet ou de spirale, est introduite dans un petit ballon pyriforme avec 30 ou 40 grammes d'acide nitrique pur à 22°, et on fait chauffer sur des charbons allumés couverts d'une légère couche de cendre. Au bout de 20 minutes d'ébullition on décante l'acide et on le remplace par une quantité égale d'acide à 32° pour enlever les dernières portions d'argent. Enfin on le décante aussi après dix minutes, et on lave le cornet à plusieurs reprises avec de l'eau distillée froide. Cette dernière opération, désignée sous le nom de *départ* de l'or, étant terminée, on recueille le cornet dans un petit creuset de terre, et après l'avoir

fait recuire pour le rendre ductile on le pèse à une balance très sensible. Le poids de l'or obtenu fait connaître le titre de l'alliage.

M. Gay-Lussac a modifié légèrement ce procédé en imaginant de tenir le petit matras bouché avec un tube de verre d'un mètre environ de long, et de deux centimètres de diamètre, portant à chacune de ses extrémités un tube plus étroit : l'évaporation de l'acide est ralentie par cette disposition, puisque les vapeurs en se condensant dans le tube retombent dans le matras, et d'un autre côté les vapeurs d'acide nitreux vont se rendre dans une cheminée et ne peuvent incommoder l'opérateur.

Dans la coupellation de l'or la quantité de plomb doit croître avec celle du cuivre, il faut en général 4 grammes de plomb pour l'or à 1000, 997, 995, 990 millièmes, 7 grammes pour l'or à 900, et 10 grammes pour l'or à 750.

Tous les objets d'or, tels que bijoux, dont la légèreté et la délicatesse ne permettent pas d'en faire des prises d'essai, sans les altérer, sont éprouvés par un autre moyen. (Voyez *Alliages d'or et de cuivre.*)

COUPELLES. Petites coupes, faites en os calcinés, qui servent à calciner, avec le plomb, les alliages d'argent et de cuivre, ou ceux d'or et de cuivre, dans le but d'en déterminer leur titre. (Voyez *Coupellation.*)

COUPEROSE. Nom sous lequel on désigne dans le commerce les sulfates de fer, de cuivre et de zinc cristallisés qu'on distingue l'un de l'autre en raison de leur couleur par l'épithète de couperose verte (*protosulfate de fer*); couperose bleue (*deutosulfate de cuivre*); couperose blanche (*sulfate de zinc*).

CRÊME DE TARTRE. Nom technique du bitartrate de potasse. (Voyez *Tartrate de potasse.*)

CUIVRE. Métal très répandu dans la nature, qu'on

trouve à l'état natif, mais plus communément uni à l'oxigène ou au soufre. C'est du sulfure qu'on retire tout le cuivre qui est versé dans le commerce.

Propriétés. Le cuivre a une couleur rouge particulière; il répand une odeur désagréable lorsqu'on le frotte entre les mains. C'est un des métaux les plus malléables et les plus ductiles. Après le fer doux il est le plus tenace. Sa densité lorsqu'il a été fondu est de 8,788 à 8,830; étiré en fil elle varie de 8,878 à 8,960: son point de fusion est évalué à 27° pyrométriques. Exposé à l'air sec il n'éprouve point d'oxidation, mais au contact de l'air humide il se recouvre bientôt d'une couche vert bleuâtre de *sous-deuto-carbonate de cuivre hydraté* qu'on appelle dans le langage vulgaire *vert de gris*; à une température élevée il s'oxide et devient brun à la surface, et s'il est placé dans le courant de la flamme extérieure d'une matière combustible il communique à cette partie une couleur verte très sensible.

Caractères distinctifs. De petites quantités de ce métal en poudre ou en limaille exposées au feu d'oxidation du chalumeau s'oxident sans dégager d'odeur, et deviennent bientôt noires ou brunes. Si l'on porte alors l'oxide dans la flamme intérieure il est réduit et brille de l'éclat métallique qui distingue le cuivre.

2° En fondant avec du borax l'oxide de cuivre qui s'est formé, on produit au feu d'oxidation un beau verre vert qui devient incolore au feu de réduction, mais qui, en se solidifiant, prend une couleur rouge et devient opaque.

3° Mis en contact avec de l'acide nitrique pur, il se dissout entièrement avec dégagement de deutoxide d'azote; la dissolution est bleue, elle forme avec la potasse un précipité bleu ciel, soluble en totalité dans l'ammoniaque si le métal est pur; l'acide hydrosulfurique y produit un précipité brun, et la solution de cyanure de fer et de potassium un précipité rouge purpurin; enfin une lame de fer décapée en sépare

sur-le-champ du cuivre métallique qui reste en partie adhérent à la surface de la lame.

La présence des métaux étrangers peut être constatée dans le cuivre du commerce en le dissolvant dans l'acide nitrique et faisant bouillir la dissolution. L'étain qui peut s'y trouver se précipite alors à l'état de peroxide en poudre blanche; le fer se reconnaît par l'addition de l'ammoniaque en excès qui redissout le deutoxide de cuivre et laisse précipiter le fer à l'état d'hydrate de peroxide, sous forme de flocons jaunâtres; le plomb est manifesté par la solution de sulfate de soude qui produit un précipité blanc pulvérulent. L'argent est démontré par la solution de chlorure de sodium qui le précipite à l'état de chlorure insoluble, etc., etc. Tous les moyens que nous indiquons ici sont ceux que l'on met en usage dans les diverses analyses des alliages. Nous les avons mentionnés en détail dans l'article spécial que nous leur avons consacré. (Voyez *Alliages de cuivre.*)

CYANATES. Combinaisons de l'acide cyanique avec les oxides métalliques. Ces sels sont peu connus. D'après Sérullas, on sait que les cyanates de potasse, de barite, d'ammoniaque et d'oxide d'argent sont fixes à la température de + 100°, plus ou moins solubles et cristallisables.

Caractères distinctifs. 1° Projetés sur les charbons ardents, les cyanates se décomposent sans produire de fulmination ni de déflagration. Ceux à base alcaline se transforment en sous-carbonates.

2° Les acides sulfurique et nitrique ne produisent aucun phénomène apparent avec ces sels, ils se bornent à en isoler l'acide cyanique.

3° Calcinés avec du potassium dans un tube, ils sont décomposés avec formation de cyanure de potassium, et donnent alors, après avoir été dissous dans l'eau, un précipité bleu avec le persulfate de fer et un acide.

CYANOGÈNE. (*Azoture de carbone, nitrure carbonique*, Berz.) Ce composé découvert en 1815 par M. Gay-Lussac, s'obtient par la distillation du cyanure de mercure desséché. Il se forme toujours pendant la calcination de la potasse avec un grand nombre de matières animales azotées, telles que *sang* desséché, *corne*, *sabots*, *os*, etc. etc.; mais il reste dans cette circonstance uni au potassium.

Propriétés. Le cyanogène est gazeux à la température ordinaire, incolore, d'une odeur forte, pénétrante, et qui irrite fortement les membranes nasales et celles de l'œil. Sa densité est de 1,8064. Il est indécomposable par la chaleur seule. Sous une pression de 3 à 4 atmosphères, il se condense en un liquide incolore. Mis en contact avec une bougie allumée, il brûle avec une flamme pourprée, et donne en brûlant de l'acide carbonique et de l'azote. L'eau en dissout 4 fois 1/2 son volume, et l'alcool 23 fois. La solution aqueuse a l'odeur du gaz et une saveur piquante et poivrée.

Composition. Le cyanogène contient en poids :

Azote........	54,02	ou 1	atome.
Carbone......	45,98	1	atome.
	100,00		

Sa formule est $NC = Cy$.

Caractères distinctifs. 1° Le cyanogène à l'état de gaz est facile à reconnaître à son odeur particulière, et à la propriété qu'il a de brûler avec une flamme pourprée en produisant de l'acide carbonique, qu'on reconnaît au moyen de l'eau de chaux.

2° Agité avec la teinture de tournesol, il la rougit en se dissolvant; mais en chauffant, le gaz se dégage et se décompose en partie, et la couleur bleue de tournesol re-

parait. Le même effet se produit avec la solution aqueuse de cyanogène.

3° Mêlé à 3 fois son volume d'oxigène dans l'eudiomètre à mercure et brûlé par l'étincelle électrique, il fournit 2 volumes d'acide carbonique et 1 volume de gaz azote.

4° Absorbé par une solution de potasse, il donne une dissolution qui, mêlée à une solution de persulfate acide de fer, donne sur le champ un précipité de bleu de Prusse.

5° Chauffé avec du potassium, il est complètement absorbé en donnant naissance à un cyanure.

CYANURES. Composés du cyanogène avec les corps électro-positifs.

Les cyanures métalliques, dont plusieurs sont employés soit dans les arts, soit dans les laboratoires, se préparent par divers procédés. Ceux à base des métaux de la seconde section sont solubles, tous les autres sont généralement insolubles : ils peuvent s'unir entre eux pour constituer des cyanures doubles à proportions définies.

Caractères distinctifs. Les cyanures des métaux alcalins sont décomposés par tous les oxacides ou hydracides avec dégagement de vapeur d'acide hydrocyanique reconnaissable à son odeur prononcée d'amandes amères.

2° Leur solution aqueuse se distingue à cette odeur faible qu'elle laisse exhaler au contact de l'air, et à ce qu'elle forme, avec les sels de fer, suivant le degré d'oxidation du métal, un précipité bleu-foncé, ou un précipité blanc, qui bleuit soit à l'air, soit par l'action d'un peu de solution de chlore.

3° Le nitrate d'argent y produit un précipité blanc caillebotté, insoluble dans l'eau et les acides, mais soluble dans l'ammoniaque; le protonitrate de mercure un précipité pulvérulent de mercure métallique.

Cyanure ferroso-ferrique. Cyanure double formé de cyanure ferreux (proto-cyanure de fer) et de cyanure

ferrique (percyanure de fer). C'est ce composé qui forme le bleu de Prusse (Voyez ce mot.) Il contient :

Protocyanure de fer..	37,57	ou 3 atomes.
Percyanure de fer . .	62,43	2 atomes.
	100,00	

Sa formule $= 3\ Fe\ Gy + 2 Fe\ Gy^3$.

Cyanure de fer et de potassium. (*Cyanure ferroso-potassique.* Berz.) (*Prussiate de potasse du commerce.*) On forme ce composé dans les arts, en calcinant des substances animales azotées avec de la potasse, ou en décomposant le cyanure ferroso-ferrique par une solution de carbonate de potasse, et faisant cristalliser le composé.

Propriétés. Ce cyanure double se présente dans le commerce cristallisé en grandes tables rectangulaires d'un jaune citron foncé, et contenant 12,82 pour cent d'eau combinée. Il est inodore et légèrement sapide. Exposé au feu, il perd son eau de cristallisation, et devient blanc ; à une température élevée il se décompose, laisse dégager du gaz azote et fournit un résidu noirâtre formé de carbure de fer et de cyanure de potassium. L'eau le dissout facilement.

Composition. Ce cyanure double renferme :

Protocyanure de fer . .	29,98	ou 1 atome.
Cyanure de potassium.	71,02	2 atomes.
	100,00	

Sa formule $= Fe\ Gy + 2\ K\ Gy$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, le cyanure de fer et de potassium perd son eau de cristallisation et devient blanc sans se décomposer.

2° Traité à froid par l'acide sulfurique concentré, il n'éprouve aucune altération, mais si l'on étend d'eau une partie du cyanure se décompose et la liqueur prend une couleur bleue plus ou moins foncée.

3° Dissous dans l'eau, il produit une solution jaune-citron qui ne forme aucun précipité avec les sels de la 1re et 2e section, mais qui détermine dans tous les autres sels métalliques des précipités blancs, ou diversement colorés, comme le représente le tableau ci-dessous; enfin la solution de bichlorure de platine y occasionne un précipité. jaune-orangé, comme dans tous les composés de potassium dissous dans l'eau.

Le tableau ci-après indique la couleur que forme la solution de cyanure de fer et de potassium (*Cyanure ferroso-potassique*) avec les sels métalliques dissous dans l'eau.

SELS.	COULEUR DES PRÉCIPITÉS.	PROPORTION MINIME de métal en dissolution, indiquée immédiatement par ce cyanure double.
Sels d'antimoine	Blanc.	»
— d'argent	Id.	1/53333
— de bismuth.	Id.	»
— de cadmium.	Id.	1/26400
— de cérium.	Id.	»
— de chrôme.	Vert-gris.	»
— de cobalt.	Verdâtre	1/14285
— de cuivre.	Rouge-marron.	1/200000
— de fer { proto.	Blanc-bleuâtre.	»
— de fer { trito.	Bleu foncé.	1/400000
— de manganèse (proto).	Blanc tirant sur le violet-pâle.	1/160000
— de mercure.	Blanc.	1/1351
— de molybdène.	Brun-foncé.	»
— de nickel.	Vert-pomme.	1/8000
— de palladium.	Jaune rougeâtre.	1/80000
— de plomb	Blanc.	1/25967
— de tantale.	Orange-foncé.	»
— de titane.	Rouge-foncé.	»
— d'urane.	Rouge-brun.	»
— de zinc.	Blanc.	1/80000

Nota. Les sels des deux premières sections, à l'exception des sels d'yttrium et de thorium, ne sont pas précipités par la solution de ce double cyanure, ainsi que les sels de platine.

Cyanure ferrico-potassique. (Berz.)

Ce nouveau cyanure double, formé de 1 atome de percyanure de fer et de 3 atomes de cyanure de potassium se prépare, d'après M. Léopold Gmelin, en faisant passer un courant de chlore à travers une solution de cyanure ferroso-potassique jusqu'à ce qu'elle devienne rouge. Cette liqueur filtrée et évaporée fournit des cristaux d'un rouge rubis.

La solution de ce cyanure rouge peut être employée comme réactif pour certaines dissolutions métalliques, avec lesquelles elle produit des précipités volumineux diversement colorés. Le tableau suivant en donne un exemple:

Sels d'argent.	Précipité	jaune-orangé.
— de bismuth.	Id.	brun-jaunâtre.
— de cobalt.	Id.	brun-rougeâtre foncé.
— de cuivre.	Id.	brun-jaunâtre sale.
— d'étain.	Id.	blanc.
— de fer (protoxide).	Id.	bleu.
— de fer (peroxide).	Rien.	
— de manganèse.	Précipité	gris-brunâtre.
— de mercure (proto et deuto).	Id.	jaune.
— de titane.	Id.	jaune-brunâtre.
— d'urane.	Id.	brun-rougeâtre.
— de zinc.	Id.	jaune-orangé.

La plus petite dose d'un sel à base de protoxide de fer en solution dans l'eau est démontrée par ce réactif, qui communique à la liqueur une teinte verte très prononcée; lorsque le sel est en quantité plus grande, il se produit un précipité bleu-foncé. Les sels de peroxide de fer n'éprouvent aucune altération de la part de ce double cyanure, ce qui permet d'en faire usage pour reconnaître s'ils renferment du protoxide.

Cyanure de mercure. (*Cyanure mercurique*). *Prussiate de mercure* des anciens chimistes.

On le prépare dans les laboratoires en faisant bouillir deux parties de bleu de Prusse de première qualité, réduit en poudre fine, avec une partie de deutoxide de mercure, également pulvérisé, et huit à dix parties d'eau distillée; la liqueur filtrée et évaporée fournit par cristallisations réitérées ce cyanure pur.

Propriétés. Le cyanure de mercure se présente en prismes incolores à base carrée, de 3 à 4 lignes de longueur. Ces cristaux qui sont tantôt opaques ou transparents n'admettent que de l'eau d'interposition qui s'en dégage à une douce chaleur. Il a une saveur âcre tout à fait identique avec celle des autres sels mercuriels. L'alcool a peu d'action sur lui, mais l'eau le dissout facilement et en plus grande quantité à chaud. Chauffé il se décompose peu à peu, noircit et donne du cyanogène et du mercure métallique, lorsqu'il est sec ; et avec ces produits de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et de l'acide hydrocyanique, quand il est humide.

Composition. Il est formé de :

Cyanogène.....	25,83	ou 2 atomes.
Mercure.......	74,17	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Hg, Cy^2 ou Hg Cy.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons incandescents ce composé cristallisé, décrépite légèrement, brunit peu à peu en exhalant du cyanogène facile à reconnaître par son odeur piquante et forte.

2° Chauffé dans un petit tube il se décompose en fournissant du mercure métallique qui s'attache en petits globules aux parois, du cyanogène gazeux, et un résidu noir charbonneux.

3° Dissous dans l'eau il forme une solution qui en raison

de l'affinité du mercure pour le cyanogène n'est point précipitée par les alcalis, mais qui est décomposée par les acides hydrosulfurique, hydriodique et hydrochlorique. Le premier donne un précipité *noir* de deutosulfure de mercure, le second un précipité *rouge* d'iodure, et le troisième fournit du deutochlorure de mercure soluble; dans toutes ces réactions il se produit de l'acide hydrocyanique reconnaissable à son odeur caractéristique d'amandes amères.

4° La solution étendue de cyanure de mercure pur ne produit aucun effet avec le nitrate d'argent ni avec la solution d'iodure de potassium; acidulée par l'acide sulfurique et mise en contact avec une lame de cuivre décapée, elle laisse déposer au bout de quelque temps du mercure métallique.

Usages. Ce composé, indépendamment de l'emploi qu'on en fait dans les laboratoires et les pharmacies pour la préparation de l'acide hydrocyanique, est usité comme réactifs dans certaines circonstances. D'après l'observation de Wollaston, il peut être employé pour précipiter directement le palladium de la dissolution du minérai de platine, après avoir toutefois privé celle-ci de son excès d'acide, soit par l'évaporation, soit par l'addition d'un alcali. Une solution concentrée de cyanure de mercure précipite alors ce métal à l'état de cyanure sous forme d'un précipité blanc jaunâtre, insoluble dans l'eau. Ce cyanure qui se sépare à l'exclusion des autres métaux qui l'accompagnaient dans le minérai, étant chauffé à une température de + 256° se décompose brusquement avec détonation et laisse du palladium métallique. Ainsi obtenu, ce métal renferme néanmoins un peu de cuivre, d'après M. Berzélius, dont on le débarrasse par un procédé que nous indiquerons à son extraction particulière.

Cyanure de potassium. (*Cyanure potassique*, Berz.) *Prussiate de potasse, hydrocyanate de potasse.*

Ce composé a été regardé autrefois comme un sel. On le forme soit par la calcination du potassium dans le gaz cyanogène, soit en saturant l'acide hydrocyanique par la potasse. On l'extrait aujourd'hui en calcinant dans une cornue de grès lutée le cyanure ferroso-potassique desséché jusqu'à cessation de tout dégagement de gaz azote, dissolvant le résidu dans une petite quantité d'eau pour séparer le quadricarbure de fer, et faisant évaporer la solution à l'abri de l'air dans une cornue.

Propriétés. Le cyanure de potassium se présente en une masse blanche, cristalline, qui affecte la forme de cubes. Il a une saveur âcre, un peu alcaline et amère avec un arrière-goût d'amande amère.

Exposé au feu il fond sans se décomposer à l'abri de l'air; l'eau et l'alcool le dissolvent. Sa solution aqueuse a une réaction alcaline, elle répand au contact de l'air par suite de sa décomposition, une odeur faible d'acide hydrocyanique.

Composition. Il est formé de :

Cyanogène....	40,24	2 atomes.
Potassium.....	59,76	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $K\ Cy^2$ ou $K\ Cy$.

Caractères distinctifs. 1° Ce composé placé sur les charbons ardents, ne change pas de couleur.

2° Traité à froid par l'acide sulfurique ou hydrochlorique, il laisse exhaler une forte odeur d'acide hydrocyanique.

3° Dissous dans l'eau il forme une solution qui ramène au bleu le papier de tournesol rougi, exhale une odeur d'amandes amères à l'air et précipite *en jaune orangé* le protosulfate de fer; *en blanc bleuâtre* le persulfate de fer;

en blanc les sels de zinc, de plomb, d'argent et de palladium; et *en jaune canelle*, les sels de deutoxide de cuivre. Cette solution décompose le protonitrate de mercure et en précipite du mercure métallique en poudre grisâtre, enfin elle produit, lorsqu'elle est concentrée, un précipité *jaune orangé* avec le bichlorure de platine.

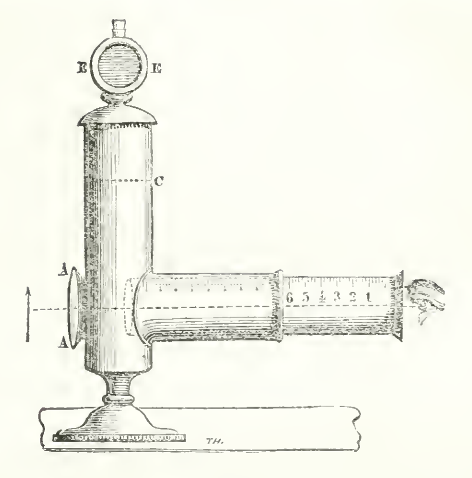
Usages. Ce cyanure dissous dans l'eau a été proposé en médecine comme succédané de l'acide hydrocyanique. C'est un composé toxique qu'il faut employer avec beaucoup de circonspection, et à petites doses qu'on fractionne.

Cyanure de zinc. (*Cyanure zincique*, Berz.) On le prépare pour l'usage médical en décomposant une solution de sulfate de zinc pur, par une solution de cyanure de potassium, recueillant le précipité, le lavant et le séchant à + 35° ou 40°. On l'obtient sous forme d'une poudre blanche, insipide, qui a pour caractère de se dissoudre dans l'acide sulfurique faible avec dégagement d'acide hydrocyanique; calciné à l'air ce cyanure se décompose et laisse de l'oxide de zinc. Sa formule atomique est Zn Cy^2.

D.

DÉCOLORIMÈTRE. Nom d'un instrument qui a été imaginé par M. Payen pour estimer le pouvoir décolorant des divers charbons et particulièrement du charbon animal.

Cet instrument consiste en un tube horizontal en cuivre jaune, de 5 centimètres de diamètre, sur 10 centimètres de longueur environ, et communiquant avec un tube vertical (voyez *la figure* ci-contre).



Un autre tube horizontal mobile divisé en centimètres et millimètres, entre à frottement dans le tuyau fixe, latéral; il est terminé à son ouverture *b b* par un disque de verre blanc, qui, au moyen du tirage, peut être rapproché ou éloigné d'un autre disque fixé en *a a* au tube vertical; les centres de ces deux disques se correspondent comme les verres d'une lunette. A la partie supérieure du tube vertical on place un petit cylindre dans lequel sont fixés à un centimètre de distance, deux disques en verre entre lesquels on introduit par une petite ouverture la liqueur qui sert de point de comparaison avec celle qui a été traitée par le charbon qu'on essaie et qu'on a placée dans le tuyau horizontal.

La liqueur qui sert à essayer le pouvoir décolorant des charbons organiques ou inorganiques est formée d'une solution de caramel étendue de 100 fois son poids d'eau. On prend un décilitre de cette liqueur d'épreuve et on la met dans un flacon de 6 onces avec 2 grammes de charbon pulvérisé, on agite vivement pendant une minute, puis on filtre à deux reprises successives la liqueur sur un filtre

de papier joseph. Cette liqueur filtrée est placée dans le tube vertical, et en tirant doucement le double tuyau horizontal on en fait passer une partie entre les deux verres *a a* et *b b*, jusqu'à ce que la nuance de la solution paraisse avoir la même intensité que la liqueur d'épreuve placée dans le petit cylindre E E. En examinant sur l'extérieur du tuyau mobile les divisions qui marquent l'écartement des deux disques, on reconnaîtra quelle est l'épaisseur de cette couche liquide. Ainsi, lorsque la couche de liquide traité par le charbon, est double de celle de la liqueur d'épreuve, le charbon a enlevé la moitié de la matière colorante, lorsqu'elle est triple on est assuré qu'il en a absorbé les deux tiers.

Ce procédé simple, mis à la portée des fabricants, permet d'estimer facilement les différentes qualités des noirs d'os qui sont livrés au commerce. En général le meilleur charbon animal marque 5 degrés au décolorimètre, les charbons d'os ordinaires fournissent entre 3 et 2 degrés, le charbon végétal marque de 1,5 à 2, d'après les observations faites par M. Payen.

DÉPART. Nom donné à l'opération chimique par laquelle on sépare l'or de l'argent : elle est fondée en général, sur la faculté que possèdent certains acides de dissoudre l'argent sans attaquer l'or.

Plusieurs méthodes sont usitées à cet effet, 1° le départ à l'acide nitrique ou à l'eau forte qui est mis en pratique par les essayeurs (Voyez *Coupellation de l'or et son départ*, p. 365 et suiv.) : 2° le départ au moyen de l'acide sulfurique concentré. Cette dernière méthode plus économique est employée aujourd'hui dans les arts par les affineurs ; elle consiste à chauffer d'abord l'alliage d'or et d'argent avec quatre parties d'acide sulfurique et à dissoudre la masse blanche qui en résulte dans de l'acide sulfurique étendu, l'or isolé se précipite en poudre ; on le traite encore par

une petite quantité d'acide sulfurique, et après l'avoir lavé on le fond.

DEUTOXIDES. On désigne sous ce nom dans la nomenclature chimique française, le deuxième degré d'oxidation des corps simples métalloïdes ou métalliques.

DEXTRINE. Sous ce nom particulier, MM. Biot et Persoz ont désigné en 1833, la partie soluble et interne des grains de fécule que quelques chimistes ont étudiée sous le nom *d'amidine* (voyez *Amidon*).

Cette substance qui dans la fécule ou l'amidon est enveloppée par les téguments de toutes parts, et mise ainsi à l'abri des agents extérieurs, peut être séparée complétement par l'action simultanée mais arrêtée à temps de l'acide sulfurique étendu d'eau et de la chaleur, ou avec plus de sureté, de promptitude et d'économie par la solution de diastase ou d'orge germée.

Propriétés. La dextrine desséchée avec précaution apparaît sous l'extérieur de la gomme arabique; comme celle-ci elle est transparente, dure et cassante, mais colorée en jaune brunâtre. Son odeur est nulle; sa saveur est mucilagineuse et un peu douceâtre. Elle se dissout facilement dans l'eau et produit une solution qui mousse par l'agitation, et que l'alcool précipite en flocons blanchâtres. La solution alcoolique d'iode communique à la solution de dextrine une teinte rougeâtre. Traitée à chaud par l'acide nitrique, elle est décomposée et transformée en acide oxalique sans trace d'acide mucique, ce qui la distingue des diverses espèces de gomme.

Composition. D'après M. Payen, la dextrine aurait pour formule $C^{12} H^{10} O^{5}$.

Usages. La dextrine brute ou épurée a été proposée pour remplacer économiquement la gomme arabique dans beaucoup de cas, et quelquefois avec avantage, dans l'apprêt des tissus, l'encollage ou le parement des toiles, le

gommage des couleurs, l'épaississage des mordants, l'encre, le feutrage des chapeaux, etc., etc. Enfin MM. Persoz et Payen ont substitué la dextrine à la gomme dans la thérapeutique, et l'ont introduit avec avantage dans la confection du pain de froment et de certaines pâtisseries où elle remplace avec plus d'avantage la fécule.

DIAMANT. Ce produit minéral le plus précieux et le plus rare, rangé par les anciens au nombre des pierres précieuses, est placé aujourd'hui, d'après sa composition chimique, parmi les corps combustibles. Il offre le carbone pur et dans un état tel que l'art n'a pu encore l'obtenir ni le préparer.

De toutes les pierres précieuses, le diamant est le plus estimé. On l'a d'abord rencontré dans plusieurs contrées de l'Inde, surtout dans les royaumes de Golconde et de Visapour, ensuite au Brésil et au Bengale; il existe toujours épars dans des terrains de transport composés de cailloux quartzeux roulés, et d'une terre ferrugineuse rougeâtre, à une médiocre profondeur.

C'est disséminés dans ces terrains que gisent toujours les diamants, en très petite quantité, et écartés les uns des autres. La plupart du temps ils sont entourés d'une croûte terreuse opaque, et cristallisés tantôt en octaèdres réguliers, tantôt en petits morceaux roulés présentant un grand nombre de faces triangulaires et convexes, et qui en constitue plusieurs variétés. Les diamants sont ordinairement incolores, mais quelquefois colorés en jaune pâle brun-clair, gris, rose, vert, bleu ou noir.

Caractères spécifiques. Le diamant incolore a un éclat très vif et très brillant qui sous certains aspects, se rapproche de celui de l'acier poli. C'est le plus dur de tous les corps connus, il les raye tous sans pouvoir être rayé par eux. Sa densité est de 3,50 à 3,55. Il réfracte fortement la lumière et présente, lorsqu'il est taillé, un jeu

agréable de couleurs irrisées très vives. Frotté, il acquiert l'électricité vitrée comme beaucoup d'autres pierres précieuses taillées, mais sa vertu électrique, d'après Haüy, s'éteint en moins d'un quart d'heure, tandis qu'elle persiste plusieurs heures dans d'autres pierres, et surtout dans la topaze incolore avec laquelle on pourrait le confondre à la simple vue.

Le diamant est parfaitement fixe à une très forte chaleur, et à l'abri de l'air, mais en contact avec ce fluide ou avec du gaz oxigène, il brûle sans résidu à une température élevée et se résout en gaz acide carbonique pur.

DIASTASE. Ce nom a été donné par MM. Persoz et Payen, à un principe organique qui se forme pendant la germination d'un grand nombre de graines céréales, et qui existe aussi dans les germes de la pomme de terre. Ce principe possède le pouvoir remarquable, lorsqu'il est dissout dans l'eau, de rompre instantanément, à une température de 65 à 70 degrés centigrades, les enveloppes des granules de fécule et de mettre en liberté la dextrine qui se dissous facilement dans l'eau et se trouve séparée des téguments insolubles. Si le contact est prolongé la diastase en réagissant sur la dextrine la convertit en sucre.

La diastase s'extrait de la macération de l'orge germée qu'on fait rapprocher au bain-marie à + 65° ; en versant alors de l'alcool dans cette liqueur, la diastase est précipitée sous forme de flocons insolubles. On doit la dessécher à une douce chaleur pour ne point l'altérer.

Usages. D'après MM. Persoz et Payen, la solution de diastase soit pure, soit telle qu'on l'obtientde la macération des graines germées, peut être employée pour faire directement l'analyse des farines, du riz, du pain, etc., et déterminer la proportion de matière soluble et insoluble. C'est à l'action de ce principe qu'il faut attribuer l'usage que l'on fait de l'orge germée dans la préparation en grand de la

dextrine et du sucre d'amidon pour les besoins des arts.

DISTILLATION. Opération par laquelle on réduit, dans des appareils particuliers, un liquide en vapeur pour le condenser de nouveau, afin de séparer soit les corps les plus volatils de ceux qui le sont moins, soit les principes fixes qu'il tient en solution. Cette opération se pratique ordinairement dans des *alambics* et quelquefois dans des cornues de verre ou de métal.

DOCIMASIE. Art d'essayer et d'analyser les minéraux et toutes les substances que produisent les arts qui s'exercent sur les minéraux. Cette opération s'effectue par deux procédés : 1° par la voie sèche ; 2° par la voie humide. Le premier procédé consiste à soumettre la substance minérale à l'action de la chaleur et des flux ou fondants, soit pour reconnaître et constater la nature des principes qui y sont contenus, soit pour rechercher la proportion de l'un ou de plusieurs de ses éléments. Le deuxième procédé se pratique en dissolvant les minéraux et employant comme agents chimiques des acides et des réactifs en solutions pour opérer la séparation de leurs divers principes constituants. Dans quelques circonstances on combine ces deux méthodes pour obtenir un résultat plus exact, en analysant divers minérais employés dans les arts.

E.

EAU. *Oxide d'hydrogène*, *protoxide d'hydrogène*. (*Oxide hydrique*. Berz.)

L'eau est un des corps les plus répandus dans la nature ; elle existe sous trois états différents, à l'*état liquide*, à l'*état solide* et à l'*état vaporeux* ou de gaz non permanent. Sous le premier état elle forme à la surface du globe des masses immenses connues sous le nom de *mers*, de *fleuves* et de

lacs, et se rencontre parfois dans l'intérieur de la terre et en jaillit pour produire les différentes sources. A l'*état solide* elle forme la glace qui ne peut exister qu'à une température inférieure à 0, et qui est permanente dans certaines régions du globe. Enfin, à l'*état de vapeur*, elle se présente dans l'air, et c'est à ses changements d'état moléculaire qu'il faut attribuer la formation de certains météores aqueux, tels que les *nuages*, les *brouillards*, la *pluie*, la *rosée*, la *grêle*, etc., etc.

L'eau liquide ne se rencontre jamais pure à la surface de la terre, elle tient toujours en solution diverses substances salines dont on ne peut la priver qu'en la soumettant à la distillation avec certaines précautions.

Propriétés essentielles. Dans son état de pureté c'est un liquide transparent, incolore en petite masse, insipide, dont le point d'ébullition est à $+ 100°$ du thermomètre centigrade, sous une pression de $0^{m.},76^{c.}$. Soumise à l'évaporation dans un vase de platine ou d'argent l'eau pure ne laisse aucun résidu; essayée avec les réactifs chimiques elle ne doit agir en aucune manière ni sur la teinture du tournesol ni sur le sirop de violettes; l'*eau de chaux*, les *solutions de nitrate de barite*, de *nitrate d'argent*, d'*oxalate d'ammoniaque*, d'*acide hydrosulfurique* et d'*hydrosulfate d'ammoniaque*, *ne doivent y produire aucun effet sensible.* Tels sont les effets que l'on remarque avec l'eau distillée, convenablement préparée pour les opérations chimiques et pharmaceutiques.

Amenée à cet état de pureté, l'eau est indispensable dans toutes les expériences de chimie où elle est employée comme dissolvant, non seulement dans les recherches analytiques, mais dans les différentes réactions que l'on veut opérer entre les corps sur lesquels on expérimente.

Composition. L'oxigène et l'hydrogène s'unissent dans

le rapport d'un volume du premier sur deux du second pour former l'eau, ou en poids :

Oxigène...............	88,90	ou 1	atome.
Hydrogène,...........	11,10	2	atomes.
	100,00		

Sa formule = OH^2 ou $\dot{H}$.

Eau aérée. On donne ce nom à l'eau qui, par suite de son contact avec l'air, tient en solution une certaine quantité d'oxigène et d'azote. Toutes les eaux des fleuves et des rivières contiennent des proportions variables d'air qui influent surtout sur leurs qualités potables. D'après MM. Humboldt et Provençal, l'eau de la Seine, recueillie à Paris, contient 0,0275 de son volume d'air dissous, ou un peu moins d'un trente-sixième. Cette proportion peut toujours être évaluée en remplissant d'eau un ballon d'une capacité connue, y adaptant un tube recourbé également rempli d'eau qui s'engage sous une cloche graduée pleine de mercure, et portant peu à peu l'eau à l'ébullition. L'air ainsi extrait de l'eau peut être analysé, soit par l'hydrogène dans l'eudiomètre à eau, soit par tout autre moyen. La quantité moyenne d'oxigène que contient cet air, s'élève de 0,30 à 0,31.

Eau de barite. (Voyez *Barite.*) Solution aqueuse de cet oxide.

Eau de chaux. Solution aqueuse de chaux ou d'oxide de calcium. (Voyez *Chaux.*)

Eau distillée. C'est le nom qu'on donne à l'eau qui a été purifiée par la distillation des matières fixes et salines qu'elle contient dans son état naturel. Cette eau doit présenter tous les caractères que nous avons rapportés plus haut et qui appartiennent à l'eau pure.

Eaux distillées aromatiques. (*Hydrolats*, Guibourt et Henry.)

On donne en pharmacie ce nom à des composés d'eau et de principes volatils qu'on obtient par la distillation des plantes ou de quelques unes de leurs parties avec de l'eau. Ces produits odorants sont formés le plus ordinairement d'*huiles essentielles* tenues en solution dans l'eau, et qui communiquent souvent à celle-ci des propriétés médicamenteuses plus ou moins prononcées.

Les eaux distillées odorantes participent presque toujours de l'odeur des plantes qui ont servi à leur préparation; elles contiennent indépendamment de l'huile essentielle qui les caractérise d'autres principes organiques qu'elles ont entraînés pendant la distillation, et qui déterminent leur altération au bout d'un certain temps. Quelques unes renferment de l'acide acétique ou de l'acétate d'ammoniaque (Chevallier).

En pharmacie on emploie certaines eaux distillées inodores qu'on obtient en distillant quelques plantes inodores avec l'eau commune. Ces produits, peu actifs, sont souvent remplacés par l'eau distillée simple, et plus souvent encore par l'eau commune. S'il n'est pas toujours facile de reconnaître la première substitution, on reconnaît aisément la seconde à la propriété qu'a l'eau commune d'agir sur l'oxalate d'ammoniaque, le nitrate d'argent et le nitrate de barite par les sels calcaires qu'elle tient en dissolution.

Les eaux distillées odorantes qu'on vend dans le commerce sont quelquefois préparées en dissolvant de petites quantités d'huile volatile dans l'eau jusqu'à saturation. C'est ainsi qu'on fabrique une eau factice de fleurs d'oranger qui est débitée dans le commerce. Cette sophistication peut être reconnue par le moyen simple qu'a indiqué M. Leroy aîné, pharmacien au Mans. En mettant dans un verre

de l'eau de fleurs d'oranger préparée par distillation des fleurs avec l'eau, et y ajoutant quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, elle prend aussitôt par l'agitation une couleur d'un beau rose clair, tandis que l'eau faite par solution directe de l'huile essentielle dans l'eau ne change pas. (*Journal de chimie médicale*, t. VI, p. 515.) M. Leroy annonce qu'aucune autre eau distillée officinale ne présente le même résultat.

L'eau de fleurs d'oranger qui vient par la voie du commerce en estagnons de cuivre est susceptible de contenir au bout de quelque temps des petites quantités de ce métal, ce qui lui communique alors une saveur métallique très désagréable et peut avoir un effet fâcheux sur la santé. On reconnaît la présence du cuivre dans l'eau de fleurs d'oranger par la solution du cyanure de fer et de potassium qui y produit une teinte rouge marron; par l'acide hydrosulfurique qui lui donne une teinte noirâtre, et par l'ammoniaque liquide qui la rend bleuâtre.

Eau forte. Nom usité dans le commerce pour désigner l'acide nitrique non purifié qui marque de 21° à 22° à l'aréomètre. (Voyez *Acide nitrique.*)

Eau de Goulard. On désigne en pharmacie sous cette dénomination une solution formée d'une partie de sous-acétate de plomb dans trente parties d'eau distillée ou d'eau de rivière ou de fontaine; dans ce dernier cas la solution est blanche et opaque par la décomposition d'une partie du sous-acétate de plomb par le sulfate et le carbonate de chaux dissous dans l'eau.

Eau de mer. On donne vulgairement ce nom à la grande masse d'eau que contient l'Océan, cette eau diffère de celle que charrient les fleuves et les rivières, par sa densité, sa saveur salée un peu amère, et son odeur désagréable due à une matière organique. Elle tient en solution différents sels dont la quantité s'élève de 3 1/2 à 4 pour cent du poids

de l'eau. Le chlorure de sodium en forme la partie principale. D'après l'analyse de Marcet, 1000 parties d'eau de mer contiennent 26,6 *de chlorure de sodium* ou sel marin, 1,232 *de chlorure de calcium*, 5,154 *de chlorure de magnésium* et 1,66 *de sulfate de soude*. On y rencontre encore une petite quantité de chlorure de potassium, de brômure et d'iodure de sodium, dont les proportions n'ont pas été établies.

Eaux minérales. On désigne par cette dénomination toutes les eaux qui contiennent en solution assez de principes étrangers, acides ou salins, pour être sapides, et pour exercer sur l'économie une action dont le caractère varie suivant la nature de ces principes. Les eaux minérales sont très différentes les unes des autres sous le rapport de leurs propriétés physiques et chimiques, et, par conséquent sous celui de leurs propriétés médicamenteuses. Leur différente température les a fait diviser en *eaux thermales* et en *eaux froides*.

Considérées sous le rapport de leur composition, on y trouve des fluides élastiques, savoir de *l'oxigène*, de *l'azote*, de *l'acide carbonique*, de *l'acide hydrosulfurique*, de *l'acide sulfureux*; des chlorures, brômures et iodures à base de potassium, de sodium, de calcium et de magnésium; des bicarbonates de potasse, de soude, de magnésie, de chaux, de protoxide de fer; des sulfates, nitrates à base de potasse, de soude, de chaux et de magnésie; des sulfhydrates alcalins; des sels à acides organiques; des silicates à base alcaline, et des matières organiques végétales et animales. On a consigné dans quelques unes la présence des carbonates de strontiane, de lithium, mais en très petite quantité.

On divise communément les eaux minérales, suivant la prédominance de leurs principes, en cinq classes : 1° *Eaux minérales gazeuses*; 2° *eaux minérales salines*; 3° *eaux*

minérales alcalines; 4° *eaux minérales sulfureuses*; 5° *eaux minérales ferrugineuses*. Quelques unes appartiennent à la fois à plusieurs de ces classes.

L'analyse des eaux minérales s'exécute de deux manières soit pour la détermination des qualités des substances qui s'y trouvent, soit pour l'évaluation numérique des principes qu'elles contiennent. La première méthode se pratique au moyen des réactifs qui font connaître immédiatement par les effets qu'ils produisent la nature de la plupart des substances qui sont en solution dans l'eau; la seconde, qu'on doit mettre en pratique pour apprécier leur rapport, exige une suite de manipulations particulières que nous rapporterons plus bas.

Examen des eaux minérales par les réactifs.

Cet examen, qui doit précéder l'analyse quantitative, se pratique après avoir déterminé les propriétés physiques des eaux sous le rapport de *leur couleur, leur odeur, leur saveur, leur limpidité*, *leur densité*, etc., etc.

Les réactifs les plus employés dans les cas ordinaires sont : 1° La teinture de *tournesol* et le *sirop de violette*. La première dénote par la couleur rouge qu'elle prend lorsqu'on en verse quelques gouttes dans l'eau minérale, s'il existe dans celle-ci un acide libre ou en partie combiné; la couleur rouge disparaît en chauffant si l'acide qui s'y trouve est de l'acide carbonique qui s'en dégage peu à peu. Dans le cas de l'existence d'un acide fixe ou plus soluble la couleur rouge persiste. Le sirop de violettes indique par la couleur verte qu'il prend la présence d'un alcali libre, ou d'un sel alcalin. Des bandes de papier teint en bleu léger par la teinture de tournesol, et d'autres bandes de papier teint en rouge pâle par le tournesol additionné d'une petite quantité de vinaigre peuvent être employées dans les mêmes circonstances.

2° La solution de protoxide de calcium (*eau de chaux*). Ce réactif démontre l'acide carbonique libre ou combiné par la formation d'un précipité blanc, floconneux, qui devient peu à peu pulvérulent ; il précipite aussi de leurs combinaisons avec les acides certains oxides tels que la magnésie, l'alumine et le protoxide de fer, mais les précipités de ces oxides se redissolvent *sans effervescence* dans l'acide hydrochlorique, tandis que le précipité formé de carbonate de chaux se redissout *avec effervescence*.

3° *La solution de potasse caustique* décompose les sels terreux et métalliques et en précipite les oxides à l'état d'hydrates. Les oxides terreux sont incolores. Parmi les oxides métalliques précipités par cette base, l'hydrate de protoxide de fer est dénoté parce que le précipité blanchâtre sous lequel il se présente d'abord, passe au jaune de rouille au contact de l'air.

4° *Les solutions de carbonate de potasse* ou *de soude* précipitent également les sels terreux et métalliques.

5° *La solution de nitrate de barite* indique la présence des sulfates par la formation d'un précipité blanc, insoluble dans un excès d'acide nitrique ou hydrochlorique.

6° *La solution du nitrate d'argent* démontre la présence des chlorures en produisant dans l'eau ou un nuage blanc, ou un précipité blanc, caillebotté, insoluble dans les acides, mais que l'ammoniaque redissout entièrement. Un précipité noir ou brun indique la présence de l'acide hydro-sulfurique ou d'un sulfure alcalin. Lorsque de l'eau minérale renferme de l'acide hydro-sulfurique libre, elle perd la propriété de former un précipité noir avec le nitrate d'argent après avoir été soumise à l'ébullition dans un ballon.

7° *La solution d'acide oxalique* ou celle de l'oxalate de potasse ou d'ammoniaque, découvre la présence de la

chaux libre ou à l'état de combinaison, qu'elle précipite sous forme de poudre blanche à l'état d'*oxalate de chaux insoluble*.

8° *La solution de cyanure de fer et de potassium* produit avec les eaux ferrugineuses un précipité bleu-verdâtre qui n'apparait qu'au bout de quelques heures de contact. La solution de percyanure de fer et de potassium (*cyanure ferrico-potassique*) est plus sensible, car elle produit immédiatement un précipité bleu dans les eaux minérales qui contiennent le fer à l'état de protoxide.

9° *L'infusion aqueuse de noix de galles, les solutions d'acide gallique* ou *tannique*, peuvent être employées pour reconnaître aussi la présence du fer dans les eaux minérales. Une teinte purpurine claire se produit au bout de quelque temps dans les eaux qui ne contiennent qu'une très faible quantité de ce métal, tandis que celles qui en sont plus chargées prennent une couleur brune-noirâtre plus ou moins foncée.

10° *La solution d'amidon* versée dans une eau minérale, à laquelle on ajoute ensuite avec précaution quelques gouttes d'une faible solution de chlore fait découvrir l'iode combiné par la formation d'une couleur bleue (iodure d'amidine). La solution de nitrate ou de chlorure de palladium peut aussi, d'après nos observations, faire reconnaître les plus petites quantités d'un iodure alcalin par la teinte brunâtre qu'elle communique à l'eau minérale, et le précipité brun floconneux qui s'y forme au bout de plusieurs heures.

Tels sont les réactifs dont les chimistes font usage ordinairement dans ces essais préliminaires.

Extraction et détermination des gaz contenus dans les eaux minérales.

Les gaz contenus dans les eaux sont ordinairement l'air

atmosphérique, l'oxigène, l'azote rarement isolé, mais le plus souvent mélangé. Dans les eaux gazeuses on rencontre du gaz acide carbonique en plus ou moins grande quantité, et dans les eaux sulfureuses du gaz hydrosulfurique.

La quantité d'air ou d'oxigène et d'azote contenue dans une eau minérale, se détermine en remplissant de cette eau un ballon d'une capacité connue, y adaptant un tube recourbé plein d'eau lui-même, et qu'on engage sous une cloche remplie de mercure. Le ballon étant graduellement chauffé jusqu'à ébullition de l'eau, on obtient sous la cloche un mélange d'eau et de gaz. On laisse ce mélange en repos pendant quelque temps, pour que la quantité d'eau qui se trouve sous la cloche puisse redissoudre autant que possible la proportion de gaz qu'elle contenait primitivement; En défalquant alors le volume de cette eau condensée, de celui sur lequel on a agi, on obtient le volume d'eau qui a fourni le gaz qu'on a recueilli.

Pour estimer l'acide carbonique qui peut exister dans ce mélange gazeux, on fait passer dans la cloche un peu de potasse ou de soude caustique, et par la diminution du volume après l'agitation, on connaît la proportion de ce gaz.

La proportion respective d'azote et d'oxigène se détermine par l'un des moyens que nous avons rapportés à l'analyse de l'air. (Voyez *Air*.)

Dans l'évaluation des gaz on doit généralement noter la pression atmosphérique et la température, et ramener par le calcul leur volume mesuré à 0m, 76 de pression et à 0 de température. (Voyez pour ce calcul l'article *Gaz*.)

2° Le meilleur moyen de déterminer la proportion d'acide carbonique consiste à remplir d'eau, aux trois quarts de sa capacité, un matras de 5 à 6 litres, et à y ajouter un tube recourbé qu'on fait rendre à travers un bouchon au

fond d'un flacon contenant une solution mixte d'ammoniaque et de nitrate de chaux ou de chlorure de calcium; le gaz acide carbonique dégagé par la chaleur, s'unissant à l'ammoniaque libre, produit du carbonate d'ammoniaque qui est à l'instant décomposé par le nitrate de chaux, et donne naissance à un précipité de carbonate de chaux insoluble. Le poids de ce dernier sel lavé, et séché à + 100 fait connaître celui de l'acide carbonique, et par conséquent son volume. (Voyez *Carbonate de chaux*, sa composition.)

Pour déterminer la proportion d'acide hydrosulfurique dissous dans une eau minérale sulfureuse, on suit un procédé analogue à celui que nous avons décrit pour l'estimation du gaz acide carbonique, si ce n'est que l'on fait passer le gaz dégagé de l'eau par l'action de la chaleur à travers une solution d'acétate acide de plomb, ou de nitrate d'argent légèrement acide; le poids du sulfure obtenu fait connaître la quantité de soufre, et par suite celle de l'acide hydrosulfurique.

Dans le cas où une eau contiendrait tout à la fois du gaz acide carbonique et du gaz hydrosulfurique, il faudrait soumettre l'eau à ces deux expériences, pour calculer les proportions respectives de ces gaz. Lorsque l'eau ne contient que l'un des deux gaz, il est plus simple de mettre en pratique le premier procédé, et de séparer le gaz acide de l'air par un peu de potasse, en tenant compte du volume de gaz que l'eau condensée dans la cloche sous le mercure peut tenir en solution à la température à laquelle on opère.

Extraction des matières salines ou fixes.

C'est par l'évaporation ménagée d'une quantité d'eau exactement mesurée ou pesée, qu'on effectue cette opération. On la pratique à une douce chaleur, dans une capsule de platine, de porcelaine, ou de verre, qu'on tient

couverte d'un papier pour empêcher la poussière de tomber dans l'eau. Lorsque l'évaporation est terminée; on détache le résidu pour le peser après qu'il a été desséché ; ou bien, si la capsule le permet, on pèse le tout, et on défalque le poids de la capsule.

Le résidu de l'évaporation est formé de tous les principes fixes que contenait l'eau minérale. On le traite successivement par huit à dix fois son poids d'eau distillée pour dissoudre tous les sels solubles, et les séparer des matières insolubles qui sont ordinairement composées de carbonate de chaux, de carbonate de magnésie, de sulfate de chaux, de peroxide de fer, et de silice.

La solution aqueuse peut renfermer des chlorures à base de calcium, de magnésium et de sodium; des nitrates de potasse, de chaux et de magnésie; des sulfates de potasse, de soude ou de magnésie. On l'évapore à siccité et après en avoir pésé le résidu on le traite à l'aide d'une douce chaleur par l'alcool à 90 cent. Les chlorures et nitrates sont dissous et peuvent être obtenus par l'évaporation de l'alcool. La séparation directe de ces sels étant impossible, on détermine leurs rapports en les redissolvant dans l'eau distillée et divisant la solution en deux parties égales. Dans l'une on précipite tout le chlore par le nitrate d'argent, et du poids du chlorure d'argent sec et fondu on déduit celui du chlore combiné à toutes les bases métalliques. Dans l'autre portion de la liqueur on verse du sous-carbonate d'ammoniaque qui décompose les chlorures de calcium, de magnésium, les nitrates de chaux et de magnésie, et transforme leurs bases en carbonates. Le carbonate de chaux se précipite, et son poids fait connaître celui du calcium, tant combiné au chlorure qu'uni à l'oxigène et à l'acide nitrique. La liqueur filtrée, étant évaporée à siccité, laisse un résidu composé de chlorure de sodium d'hydrochlorate d'ammoniaque et de nitrate d'ammoniaque

formés aux dépens des chlorures et nitrates alcalins et une certaine quantité de carbonate d'ammoniaque et de magnésie. Par la calcination au rouge dans un creuset de platine, les deux sels ammoniacaux sont volatilisés et décomposés, et le chlorure de sodium reste mélangé à la magnésie. On sépare cette dernière par l'eau en raison de son peu de solubilité, et son poids indique celui du magnésium.

En comparant la quantité de chlore indiquée par le chlorure d'argent sec, moins celle que renferme le chlorure de sodium retiré directement, à celle que prennent les proportions de calcium et de magnésium, on arrive par le calcul à connaître quelle est la quantité de ces métaux qui préexistait à l'état de nitrates.

La partie du résidu de l'eau, soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool est analysée d'après les mêmes principes. On détermine d'abord, par la solution de chlorure de barium, la quantité d'acide sulfurique existant dans tous les sulfates, et sur une autre portion de ces sels on précipite à chaud la magnésie par une solution de sous-carbonate d'ammoniaque. Quant à la potasse et à la soude qui se rencontrent à l'état de sulfates dans ce résidu, on détermine leur rapport en décomposant ces deux sulfates par le perchlorate de barite et se conformant à ce que nous avons rapporté à l'article *acide perchlorique*. (Voyez ce mot.)

Les matières fixes insolubles dans l'eau, étant composées comme nous l'avons indiqué plus haut, on les traite par l'acide hydrochlorique faible qui dissout les carbonates de chaux, de magnésie et le peroxide de fer en laissant insolubles le sulfate de chaux et la silice. La dissolution hydrochlorique sursaturée d'ammoniaque laisse précipiter le peroxide de fer à l'état d'hydrate ; en versant ensuite dans la liqueur filtrée de l'oxalate d'ammoniaque, on sépare la chaux, et après cette séparation on peut précipiter la magnésie par le sous-phosphate d'ammoniaque.

Pour isoler le sulfate de chaux de la silice on traite à chaud le résidu par une solution de carbonate de potasse qui décompose le sulfate et le transforme en carbonate insoluble. L'acide hydrochlorique faible en agissant alors sur ce nouveau résidu, dissout ce carbonate et laisse la silice intacte. Pour estimer la proportion exacte de sulfate de chaux qui préexistait, il ne s'agit plus que d'évaporer la solution et de calciner le résidu avec de l'acide sulfurique pour reformer ce sel.

Dans l'exposé de la méthode analytique que nous venons de rapporter, nous avons eu seulement en vue de présenter un exemple simple de la marche qu'on doit suivre dans ces sortes d'expériences, marche qui varie avec la nature des principes contenus dans les eaux minérales.

Eau de pluie. L'eau de pluie recueillie avec soin, loin des murs et des toits des habitations peut, *dans les circonstances ordinaires*, être considérée comme de l'eau pure se rapprochant beaucoup de l'eau distillée ; telle est du moins l'eau qui tombe de l'atmosphère après plusieurs heures d'une pluie continuelle, car on conçoit que les premières portions d'eau doivent entrainer dans leur chute les corps étrangers en suspension dans l'air. Dans beaucoup de circonstances l'eau de pluie pourrait être substituée à l'eau distillée et servir à certaines opérations chimiques en grand. Quelques auteurs ont avancé que l'eau de pluie renfermait parfois de l'acide carbonique, de l'acide hydrochlorique avec une matière organique, ou des traces d'acide phosphorique (MM. Daubeny et Witting.)

Depuis peu d'années M. Liebig a démontré par des expériences multipliées sur 77 échantillons d'eau de pluie, recueillis dans des vases de porcelaine à 77 époques différentes, que les pluies d'orages contenaient toutes de l'acide nitrique en plus ou moins grande quantité, combiné à de la chaux ou à de l'ammoniaque. Dans les autres échan-

tillons M. Liebig n'a point rencontré cet acide, ce qui tend à faire supposer que la foudre en sillonnant de ses traits enflammés d'immenses étendues d'atmosphère peut déterminer la combinaison d'une certaine quantité des éléments gazeux de l'air, comme Cavendish l'avait remarqué en petit, à l'aide de l'étincelle électrique. (*Annuaire du bureau des longitudes, pour l'an* 1838, page 303.)

Eaux potables. On donne ce nom aux différentes eaux de source ou de rivières qui servent habituellement aux besoins de la vie sans produire aucun dérangement dans la santé de l'homme et des animaux qui en font usage soit comme boissons, soit mêlée à leurs aliments. Ces eaux tiennent naturellement de l'air en solution, et de très petite quantité de sels calcaires qui en somme ne s'élève tout au plus que de 2 à 3 grains par litre.

Eaux de puits. On désigne sous ce nom les eaux stagnantes qu'on rencontre à une plus ou moins grande profondeur dans le sein de la terre. Ces eaux, résultant de l'infiltration des eaux pluviales à travers les différentes couches de terrain, offrent des variétés dans leur composition. Elles sont généralement très chargées de sels calcaires qui les rendent impropres à la plupart de nos usages économiques. Parmi les principes qu'elles contiennent le sulfate de chaux s'y trouve prédominant, et en proportion qui varie souvent, pour les eaux de puits de Paris et des environs de cette ville, de 8 à 30 grains par litre.

Les puits alimentés par des sources dont l'afflux se renouvelle continuellement, fournissent des eaux plus pures et qui, dans certaines localités, peuvent être employées à beaucoup d'usages.

Les puits à eau stationnaire ou stagnante fournissent ces eaux qu'on connait vulgairement sous le nom d'*eaux crues* ou *dures*; elles ont pour caractères d'être impropres

à la cuisson des légumes et au lessivage du linge, en coagulant le savon qu'elles décomposent.

Eaux de rivières. On nomme ainsi les eaux de sources qui coulent à la surface du sol dans des bassins qu'elles se sont formés naturellement. Ces eaux sont les plus pures après les eaux de sources.

Eau régale. Nom donné par les anciens chimistes à un mélange d'acide nitrique et hydro-chlorique. (Voyez *Acide chloro-nitreux*.

Eau seconde. Nom donné dans le commerce à une solution de potasse du commerce dans 3 parties d'eau. Cette solution est employée par les peintres en bâtiments pour nettoyer les boiseries de l'ancienne peinture à l'huile qui y a été appliquée.

Eaux de sources. Ces eaux tirent leur origine de l'eau de pluie qui, après avoir insensiblement filtré à travers les couches de la terre, se rassemble à l'extrémité de quelque pente, au fond de quelque cavité, et de là se fait jour à la surface du sol. Ces eaux sont aussi pures que l'eau de pluie, lorsqu'elles n'ont pas rencontré sur leur passage quelque corps soluble dont elles s'emparent, en raison de leur pouvoir dissolvant.

Eau végéto-minérale. (Voyez *Sous-acétate de plomb*.)

Eau de vie. On donne ce nom au produit de la distillation du vin et des liqueurs spiritueuses. Ce produit est formé d'alcool et d'eau dans différentes proportions qui constituent son degré. Il porte divers noms suivant les liqueurs d'où il a été extrait. La proportion d'alcool contenue dans les différentes eaux de vie du commerce, peut être facilement estimée à l'aide de l'alcoomètre, en tenant compte, pour obtenir un résultat exact, de la température à laquelle on fait l'épreuve.

L'eau de vie de vin du commerce est toujours colorée en jaune brunâtre, couleur qu'elle a contractée en vieillis-

sant dans les barriques de chêne où on l'enferme. Cette espèce d'eau-de-vie contient toujours un peu de principe extractif, et de l'acide tannique qui lui donne la propriété de noircir lorsqu'on y verse quelques gouttes d'une solution de persulfate de fer.

Sous le nom d'eau de vie, on débite dans le commerce de l'épicerie, de l'alcool affaibli avec de l'eau, et coloré avec un peu de caramel. Cette liqueur, bien différente par la saveur de la première, s'en distingue en ce qu'elle ne change pas de couleur par l'addition du persulfate de fer.

EMAIL. On donne dans les arts le nom d'*émail* à un verre blanc, opaque ou diversement coloré, qu'on forme par la fusion du sable avec des oxides de plomb, d'étain, de potassium, et qu'on colore avec d'autres oxides métalliques. Dans quelques uns on fait entrer de l'acide borique ou du borate de soude. On en prépare de diverses espèces, soit pour émailler l'or, l'argent et le cuivre, soit pour couvrir le biscuit de la faïence ou des poteries.

Les émaux les plus fusibles et les moins durs renferment beaucoup d'oxide de plomb qui les rend en partie attaquables par les acides. L'analyse des différents émaux peut être faite comme celle de beaucoup de silicates terreux et métalliques en les calcinant avec cinq à six fois leur poids de nitrate de barite dans un creuset de platine pour les dissoudre ensuite dans l'acide nitrique étendu d'eau. Si le deutoxide d'étain fait partie de l'émail il se sépare sous forme de flocons blancs; quant à la silice on l'obtient en évaporant à siccité la dissolution et reprenant par l'eau acidulée le résidu. La nouvelle dissolution renferme à l'état de nitrates tous les oxides métalliques qui entraient dans la composition de l'émail, plus le nitrate de barite qu'on a reformé dans l'expérience. On précipite l'oxide de plomb par un courant de gaz hydrosulfurique à l'état de sulfure; on sépare ensuite le barite par l'acide sulfurique, et la potasse

reste dans la liqueur filtrée à l'état de nitrate, mêlée à un peu de nitrate d'alumine et de fer qu'on peut décomposer par l'ammoniaque.

ÉMERAUDE. Nom d'une pierre précieuse, cristallisée et colorée en beau vert, qu'on trouve au Pérou. Sa densité est de 2,600 à 2,775. Chauffée elle ne s'altère pas à un feu doux; fondue avec le borax elle donne un verre qui prend, en se refroidissant, une teinte verte, légère, mais pure et agréable à l'œil.

Cette pierre est un silicate double de glucine et d'alumine coloré par trois centièmes de protoxide de chrôme; la formule de sa composition, d'après M. Berzélius, est $GS^4 + 2AlS^2$.

ÉMÉTINE. Principe immédiat et actif de l'ipécacuanha, rangé parmi les alcaloïdes organiques, et ainsi désigné à cause de ses propriétés vomitives. Il existe dans la racine des diverses espèces d'ipécacuanha, et en plus grande quantité dans la partie corticale que dans le méditullium. D'après M. Pelletier il est en combinaison avec l'acide gallique. On l'obtient par l'action de la magnésie sur l'extrait alcoolique d'ipécacuanha.

Propriétés. L'émétine, à l'état de pureté, est blanche, pulvérulente, inaltérable à l'air, un peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, très soluble dans l'alcool et insoluble dans l'éther. Elle est inodore, d'une saveur un peu amère. Exposée à la chaleur elle fond à +50°, et se décompose à une température au-dessus de 100°. Ses solutions aqueuse et alcoolique ramènent au bleu le papier de tournesol, elles sont précipitées par l'acide tannique et l'infusion de noix de galles; les acides forment avec cet alcaloïde des sels acides et incristallisables.

Composition. D'après MM. Dumas et Pelletier elle est formée de :

Carbone...............	64,57
Oxigène...............	22,95
Hydrogène.............	7,77
Azote.................	4,50
	99,59

Usages. On l'emploie en médecine humaine comme vomitif à la dose d'un demi-grain à un quart de grain. Elle entre dans plusieurs préparations pharmaceutiques et dans un sirop particulier désigné sous le nom de sirop d'émétine, très commode et très utile pour la médecine des enfants.

ÉMÉTIQUE. Nom donné en médecine au tartrate de potasse et d'antimoine. (*Voyez* ce mot.)

ENCRE A ÉCRIRE. Liqueur noire ayant pour base le tannate de peroxide de fer tenu en suspension dans une eau gommée. On la prépare ordinairement en faisant infuser dans 16 parties d'eau bouillante, pendant 24 heures, 1 partie de noix de galles concassées, passant ensuite l'infusion à travers un tamis et y ajoutant une demi-partie de protosulfate de fer et une demi-partie de gomme arabique qu'on y fait dissoudre par agitation.

L'encre récemment préparée est peu foncée, elle devient plus noire au contact de l'air qui fait passer le protoxide de fer à l'état de peroxide. Tous les acides la décomposent et détruisent sa couleur en dissolvant ses éléments; certains sels agissent de la même manière. Le chlore, le brôme, l'iode, en agissant sur l'acide tannique, la détruisent plus ou moins promptement. L'eau de javelle et la solution des autres chlorites agissent de la même manière. Cette encre ordinaire, délébile par les agents chimiques que nous avons indiqués ci-dessus, a suscité l'invention de certains papiers dans la pâte desquels entrent des préparations chimiques incolores ou colorés qui rendent l'encre plus diffi-

cile à enlever sans altérer le papier lui-même, et démontrent ainsi les tentatives qu'on a pu exercer.

D'un autre côté, l'Académie des sciences a proposé une encre indélébile composée d'encre de Chine délayée dans de l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique. Cette encre employée sur les papiers ordinaires a présenté aux membres de la commission nommée à cet effet, une garantie suffisante contre les opérations des faussaires à l'égard des actes privés.

Encres colorées. On donne dans le commerce ce nom à des teintures végétales gommées qu'on emploie pour remplacer parfois l'encre ordinaire.

ESPRIT DE BOIS. (*Esprit pyroxilique.*) Produit volatil et inflammable, analogue à l'esprit de vin par quelques unes de ses propriétés chimiques, et qui se forme dans la distillation du bois.

Propriétés. L'esprit de bois, à l'état de pureté, est un liquide très fluide, neutre, incolore, d'une odeur aromatique se rapprochant un peu de l'odeur de l'éther acétique. Sa densité est de 0,798; il entre en ébullition à $+ 66°,5$ et distille sans altération. Mis en contact avec un corps enflammé, il brûle avec une flamme analogue à celle de l'alcool. L'eau le dissout en toutes proportions.

Composition. D'après l'analyse de MM. Dumas et Péligot, l'esprit de bois pur est formé de :

Carbone......	37,97	ou 2 atomes.
Hydrogène...	12,40	8 atomes.
Oxigène......	49,63	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $C^2 H^8 O^2$.

MM. Dumas et Péligot considèrent l'esprit de bois dans ses réactions chimiques comme formé d'un radical ayant

pour composition $C^2 H^4$, qu'ils ont nommé *méthylène*. Ce radical serait uni à 2 atomes d'eau pour constituer l'esprit de bois, qui serait alors un bihydrate de méthylène ayant pour formule rationnelle $C^2 H^4 + H^4 O^2$.

Les hydracides et oxacides en agissant sur l'esprit de bois donnent des produits analogues, par leur composition chimique, aux éthers qu'on forme avec l'alcool.

Usages. Les propriétés dissolvantes qu'exerce l'esprit de bois sur les résines peut faire penser qu'il pourrait, si le prix en était moins élevé, être substitué à l'alcool dans la fabrication des vernis. On peut prévoir qu'agissant sur les sels comme dissolvant à peu près à la manière de l'alcool, il interviendra avec profit dans l'analyse organique et inorganique. Déjà M. Smith a indiqué que l'esprit de bois pouvait être employé avec avantage pour démontrer la présence de faibles quantités d'un sel de strontiane. La flamme rouge carmin qu'acquiert en brûlant ce liquide imprégné d'un sel de strontiane est beaucoup plus intense qu'avec l'alcool. (*Journal de chimie médicale*, tome IV, p. 68.)

ESPRIT DE VIN. Nom technique de l'alcool. (Voyez *Alcool.*)

ESSAI ALCALIMÈTRIQUE. On donne ce nom à l'épreuve que l'on fait pour déterminer par la quantité d'acide que saturent les potasses et soudes du commerce, la proportion réelle d'alcali qu'elles contiennent. (Voyez *Alcalimètre, sa description, ses usages*, page 156.)

ESSAIS DOCIMASTIQUES. Opérations qu'on pratique sur les minerais dans le but de déterminer la quantité et la nature du métal qu'ils contiennent. Ces opérations se font par la voie sèche ou par la voie humide. (Voyez *Docimasie.*)

ESSENCE. Mot souvent employé pour désigner une *huile volatile* dont il est l'équivalent.

ÉTAIN. Métal anciennement connu; on le rencontre à l'état d'oxide et quelquefois, mais rarement à l'état de sul-

fure. C'est du premier minerai qu'on l'extrait en Angleterre, en Allemagne et en Hongrie, mais l'étain le plus pur est retiré des mines du Mexique et surtout de celles de la presqu'île de Malacca.

Propriétés. L'étain pur est d'une belle couleur blanche aussi brillante que celle de l'argent; il est très mou, malléable, et un peu ductile. Sa densité est de 7,291 à 7,293 quand il a été fondu; frotté entre les doigts, il répand une odeur particulière et désagréable qui persiste quelque temps. Si l'on cherche à plier un petit cilindre d'étain, il fait entendre un bruit particulier que l'on a nommé *le cri de l'étain* et qui se remarque cependant avec d'autres métaux, tels que le zinc et le cadmium.

Ce métal est le plus fusible de tous les métaux, il fond à + 228, et reste sans se volatiliser à aucune température et sans s'altérer s'il n'a pas le contact de l'air, mais dans ce milieu il s'oxide et se convertit bientôt en deutoxide d'étain surtout à sa surface.

Le signe représentatif de l'atome d'étain est Sn, formé des deux initiales des syllabes du mot latin *stannum.*

Caractères distinctifs. 1° L'étain pur chauffé au chalumeau fond immédiatement et s'oxide promptement en brûlant avec flamme et fumée sans répandre d'odeur sensible.

2° Traité par l'acide nitrique faible, il s'oxide même à la température ordinaire et se convertit à l'aide d'une douce chaleur en deutoxide d'étain insoluble dans l'excès d'acide nitrique employé. Si l'étain est pur, l'acide excédant ne renferme rien en dissolution et reste tout à fait incolore; le fer, le cuivre, le plomb qui existent quelquefois dans l'étain du commerce se retrouvent dans la dissolution à l'état de nitrates et peuvent être aisément reconnus par les réactifs.

3° Chauffé avec de l'acide hydrochlorique, l'étain pur

se dissout entièrement avec dégagement de gaz hydrogène. La dissolution incolore se comporte avec les réactifs comme celle de protochlorure d'étain (*voyez* ce mot.) Si l'étain renferme de l'arsenic même en petite quantité, une portion se dégage à l'état hydrogène arsenié et l'autre se dépose sous forme de poudre noire qu'on reconnaît à l'odeur alliacée que répand sa fumée quand on la projette sur les charbons ardents.

Les étains du commerce peuvent contenir différentes proportions de cuivre, de plomb ou de fer. On les analyse comme les alliages d'étain avec ces métaux, c'est à dire en traitant l'étain laminé et coupé en petits morceaux par l'acide nitrique pur à chaud. Le deutoxide d'étain formé, recueilli et calciné, fait connaître le poids de l'étain pur. Quand à celui des autres métaux on les déduit savoir : le plomb du poids du sulfate de plomb qu'on forme en ajoutant une solution de sulfate de soude à la dissolution ; le fer du précipité de peroxide de fer formé ensuite par l'ammoniaque en excès, qui retient en dissolution le deutoxide de cuivre.

Les personnes qui font commerce d'étain jugent approximativement de sa pureté, 1° au cri qu'il fait entendre, et qui est d'autant plus fort que l'étain est plus pur, 2° en le coulant en balles dans un même moule, et en comparant les poids de ces balles qui sont d'autant moins forte que l'étain est plus pur, 3° à l'aspect lisse ou cristallin que prend sa surface lorsqu'après avoir été fondu ; il se solidifie, l'étain le plus pur est le plus blanc et celui qui présente le moins d'indices de cristallisation. Ce moyen d'essai, avec un peu d'habitude, peut faire juger les qualités des divers étains du commerce.

Usages. Dans les analyses chimiques, l'étain est peu employé par lui-même. On s'en sert dans les laboratoires pour décomposer certains gaz composés ; l'une de ses com-

binaisons avec le chlore (le protochlorure d'étain) constitue un réactif pour reconnaître l'or dans ses dissolutions.

ÉTHERS. On connaît aujourd'hui sous cette dénomination les divers composés qui se produisent dans les réactions des acides inorganiques ou organiques sur les éléments de l'alcool; ces composés plus ou moins volatils et inflammables ont été divisés en trois genres d'après leur composition. Le premier genre comprend les éthers qui sont formés des éléments de l'alcool, moins une certaine quantité d'oxigène et d'hydrogène, et qui portent le nom de l'acide qui a servi à les préparer : tels sont les éthers sulfurique, phosphorique, arsénique; dans le second genre se trouvent les éthers formés d'hydrogène bicarboné et d'un hydracide, tels sont les éthers hydrochlorique, hydriodique, hydrocyanique, etc. Enfin le troisième genre renferme les éthers qui offrent dans leur composition un acide combiné uni à l'éther; l'éther hyponitrique, les éthers acétique, oxalique, benzoique, etc., appartiennent à ce dernier genre.

Les nouveaux travaux entrepris sur les éthers, par MM. Dumas et Boullay fils, tendent à assimiler les éthers du deuxième et troisième genre, à des sels dans lesquels l'hydrogène bicarboné serait la base; sous ce point de vue les éthers du deuxième genre correspondraient aux sels ammoniacaux, neutres et anhydres, formés par les hydracides, et les éthers du troisième genre aux sels ammoniacaux formés par les oxacides, et retenant un atome d'eau qui est essentiel à leur constitution.

Deux éthers étant plus particulièrement employés en médecine, et dans les laboratoires, l'éther acétique et l'éther sulfurique, nous nous occuperons seulement ici de l'examen de leurs propriétés et de leurs caractères distinctifs.

ÉTHER ACÉTIQUE. Cet éther dont la découverte due à Lauraguais date de 1759, s'obtient dans les laboratoires,

1° par la distillation d'un mélange d'alcool, d'acide acétique et d'acide sulfurique ; 2° en faisant agir sur un mélange d'un acétate avec l'alcool de l'acide sulfurique concentré.

Propriétés et caractères. L'éther acétique est incolore, d'une odeur éthérée, agréable, qui rappelle celle de l'acide acétique, sa saveur est chaude et brûlante. Sa densité est de 0,866 à + 7°, il bout à + 74° sous la pression de $0^m,767$, et est sans action sur la teinture de tournesol. Cet éther s'enflamme facilement et brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre, en répandant une odeur acide. Il se conserve sans s'altérer; l'alcool le dissout en toutes proportions, mais l'eau n'en dissout que 1/7 de son volume à + 17°. Mis en contact avec une solution de potasse caustique, il se décompose assez promptement et donne naissance à de l'acétate de potasse et à de l'alcool.

Composition. D'après MM. Dumas et Boullay, cet éther est formé de :

Acide acétique..	57,86	1 atome.
Ether.........	42,14	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= C^8\ H^{16}\ O^4 = C^4\ H^6\ O^3 + C^4\ H^{10}\ O^1$.

Usages. L'action dissolvante qu'exerce cet éther sur certains sels, sur les huiles et les résines le fait employer parfois dans l'analyse organique, comme succédané de l'éther sulfurique.

Éther sulfurique. Cet éther, le plus anciennement connu, se prépare en distillant parties égales d'alcool à 36°, et d'acide sulfurique hydraté marquant 66° à l'aréomètre.

Propriétés. L'éther sulfurique obtenu d'après les procédés de préparation et de purification qui sont suivis dans les laboratoires, jouit d'une très grande fluidité, il est incolore, d'une odeur particulière très pénétrante, d'une sa-

veur âcre, chaude, puis fraîche. Sa densité est de 0,7155; à + 20, il entre en ébullition à + 35,6, sous la pression de 0^m 76. Placé dans le creux de la main, il s'évapore promptement sans résidu, en produisant un froid assez vif; à une certaine distance d'un corps en combustion, il s'enflamme facilement et brûle avec une flamme luisante et fuligineuse. Neuf parties d'eau en dissolvent une d'éther. Cette solution bout alors à + 40 et abandonne tout l'éther qu'elle contient; l'alcool se mêle en toutes proportions avec l'éther. Ces divers mélanges ont une densité plus grande que celle de l'éther pur, et un point d'ébullition plus élevé. Exposé à l'air et à la lumière dans des vases qui n'en sont pas entièrement remplis, il s'altère peu à peu et se convertit d'abord en éther acétique, et au bout d'un certain temps en acide acétique et en eau. Plusieurs corps métalloïdes peuvent se dissoudre dans l'éther sulfurique : tels sont, le brôme, l'iode, le soufre et le phosphore. Quelques composés minéraux et un grand nombre de principes organiques jouissent aussi de cette propriété.

Composition. Il est formé de :

Carbone.......	65,3	ou 4 atomes.
Hydrogène.....	13,3	10 atomes.
Oxigène......	21,4	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $C^4 H^{10} O^1$ ou $C^4 H^8 + H^2 O^1$.

Caractères distinctifs. L'éther sulfurique pur se reconnaît facilement aux propriétés que nous avons rapportées ci-dessus, et aux suivantes : 1° il pèse 60° au pèse-éther, il n'exerce aucune action sur la teinture de tournesol. 2° Agité avec son volume d'eau dans un tube gradué, il perd un neuvième de son volume qui se dissout dans l'eau. 3° Lorsqu'on le laisse évaporer spontanément, soit dans la

main soit dans une petite capsule, il ne doit laisser aucun résidu huileux ni odorant.

Usages. Cet éther est très employé dans une foule de circonstances en raison de l'action dissolvante qu'il exerce sur plusieurs corps simples et composés. On s'en sert pour extraire le brôme de sa solution aqueuse. (Balard.)

Il est également appliqué à la séparation du bichlorure de mercure des solutions aqueuses qui le contiennent. C'est de la même manière qu'il agit sur les solutions aqueuses de deutochlorure d'or, ce qui permet souvent de séparer ce chlorure des autres chlorures métalliques, avec lesquels il peut exister en solution.

Dans l'analyse organique, l'éther sulfurique est d'un emploi plus étendu. Il dissout plus ou moins bien certains principes gras ou huileux, ce qui rend son usage avantageux dans l'analyse organique. C'est en raison de son action dissolvante à l'égard de certains principes immédiats alcalins ou neutres qu'on l'emploie pour séparer la narcotine de la morphine ou de ses sels; la cholestérine de la cérébrine; la stéarine des graisses (Lecanu); le caoutchouc des principes immédiats avec lesquels il peut être mélangé dans les divers produits végétaux; enfin la solubilité de quelques acides organiques dans ce liquide permet de l'appliquer dans plusieurs circonstances à leur séparation d'avec d'autres principes qui y sont insolubles.

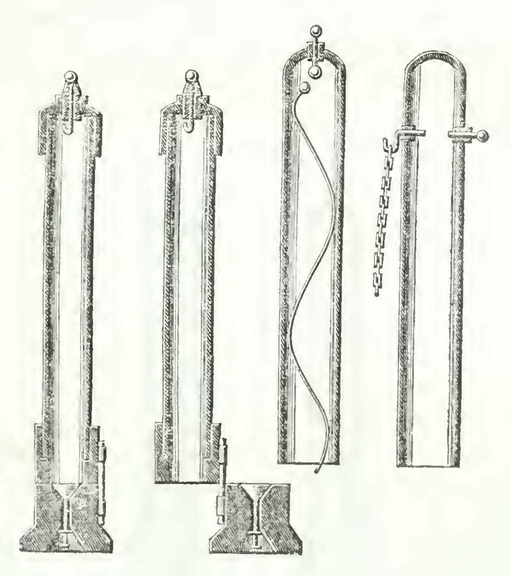
ÉTHIOPS MARTIAL. Nom sous lequel les anciens chimistes désignaient le deutoxide de fer artificiel. (Voyez *Oxides de fer.*)

Éthiops minéral. Dénomination donnée par les anciens chimistes au protosulfure de mercure. (*Voyez* ce mot.)

EUDIOMETRE. Instrument dont on se sert généralement pour faire l'analyse des gaz mélangés ou combinés, susceptibles d'être brûlés par le gaz oxigène sous l'influence de l'étincelle électrique. On l'emploie aussi dans certaines cir-

constances pour déterminer à l'aide de l'hydrogène, la quantité d'oxigène, libre ou combiné, dans les mélanges gazeux. Cet instrument a reçu diverses dispositions; celui qu'on emploie dans les laboratoires, consiste en une cloche longue et étroite, à parois épaisses; il porte à sa partie supérieure une virole en cuivre jaune ou en fer, à travers laquelle passe une tige métallique terminée par une boule à sa partie supérieure, et recourbée à sa partie inférieure. Cette tige est mastiquée dans un tube de verre qui l'isole des parties métalliques environnantes. *Voy.* la figure A.





L'eudiomètre A porte à sa partie inférieure une garniture de métal, qui s'ouvre à charnière, et dans laquelle on a disposé une soupape conique qui s'ouvre lors de la condensation des gaz brûlés pour laisser remonter le liquide.

La figure A bis représente l'eudiomètre ouvert, tel qu'il doit l'être, lorsqu'après l'avoir rempli d'eau, on est prêt à y introduire les gaz qui ont été préalablement mesurés dans des tubes gradués.

Les deux autres eudiomètres n'ont pas de soupape pour y faire passer l'étincelle ; on y introduit soit une tige recourbée terminée par une petite boule qui fait office d'excitateur, comme le représente l'eudiomètre B ; ou bien on attache au crochet de l'eudiomètre C une petite chaîne qui agit de la même manière que la tige dans le précédent.

Pour l'usage de la cuve à mercure, l'eudiomètre porte des garnitures de fer doux, et la soupape est remplacée par une plaque de même métal, munie d'un écrou qui s'ajuste à la vis terminant la garniture inférieure. (*Voyez* ci-dessous :)



EXTRAIT DE SATURNE. Nom sous lequel on connaît en médecine le sous-acétate de plomb, ou acétate tribasique. (*Voy.* ce mot.)

F.

FARINE. Nom donné plus spécialement au produit de la moûture des graines céréales, séparé du son provenant de leur enveloppe corticale. La farine de blé ou de froment contient de l'eau, de l'amidon et du gluten dans les proportions moyennes suivantes pour cent :

Humidité........	10
Gluten..........	10
Amidon.........	73
Matière sucrée....	04
Albumine........	03
	100

La farine des autres céréales fournit à peu près les mêmes principes, mais dans d'autres rapports : ainsi la proportion de gluten s'élève à 0,03 dans la farine de seigle, et 0,03 dans celle d'orge, d'après les expériences de Proust.

Les qualités des farines de froment dépendent de la plus ou moins grande quantité de gluten qu'elles renferment, c'est sur celle-ci qu'on peut les établir, comme cela se pratique dans la plupart des circonstances.

Le moyen qui est employé est simple et à la portée de tous; il consiste, 1° à dessécher un poids déterminé de farine à une température de + 100 pour connaître par la perte de poids la proportion d'humidité qu'elle renferme; 2° à faire une pâte avec une quantité pesée de la même farine pour en extraire, en la malaxant, sous un filet d'eau, le gluten.

Cette opération se pratique en tournant continuellement la pâte dans la main et recevant le liquide qui en découle sur un tamis de crin assez serré; l'eau dans sa chute entraîne l'amidon et dissout la matière sucrée et l'albumine,

tandis que le gluten reste entre les mains sous la forme d'une masse grisâtre, molle et élastique. On reconnaît qu'il est pur lorsqu'il ne rend point trouble et laiteuse l'eau dans laquelle on le malaxe. Arrivé à ce point on le comprime pour enlever l'humidité surabondante et on le pèse, ou bien on le place dans une soucoupe à l'embouchure d'un four pour le dessécher complètement.

C'est d'après la proportion de gluten que quelques boulangers de Paris établissent les qualités des farines qu'ils achètent pour leur commerce.

La proportion d'humidité est aussi susceptible de varier suivant l'état hygrométrique de l'air atmosphérique et par conséquent suivant les différentes saisons de l'année; d'après MM. Persoz et Payen, elle peut varier de 16 à 20 pour cent du poids des farines.

Cent parties de farine desséchée absorbent (terme moyen) 0,47 d'eau pour se transformer en une pâte ductile et fournissent par le lavage 0,34 de gluten non desséché, renfermant 0,24 d'eau. On peut juger jusqu'à un certain point de la quantité de gluten contenue dans une farine, par la quantité d'eau que cette farine absorbe pour être constituée à l'état de pâte. (Vauquelin.)

Les altérations que les farines peuvent subir sont de deux sortes, 1° les altérations naturelles, 2° les altérations artificielles ou sophistications. Les premières résultent de l'absorption de l'humidité qui détermine la décomposition d'une partie du gluten; les secondes sont dues à l'introduction dans la farine de substances étrangères minérales dont quelques unes peuvent être, à certaine dose, nuisibles à la santé; de ce nombre sont *le sable*, *la craie*, *le plâtre*, *la céruse*, *l'alun*. La plupart de ces substances étant insolubles dans l'eau, il est facile d'en constater la présence en délayant la farine suspecte dans douze à quinze fois son poids d'eau distillée, et faisant bouillir, pendant quatre à

cinq minutes; les éléments de la farine sont dissous et délayés, tandis que la matière insoluble se précipite; un examen ultérieur de cette matière peut en faire connaître la nature. (*Voyez* les caractères de ces diverses substances.) Quant à l'alun qui a pu être mélangé à de la farine afin de rendre le pain plus blanc, on constate la présence de ce sel en délayant la farine dans six à huit fois son poids d'eau distillée froide, agitant de temps à autre et filtrant le liquide à travers un papier joseph au bout d'un quart d'heure. La présence de ce sel est indiquée par la saveur astringente de la solution et par l'action qu'exerce sur elle le nitrate de barite, l'ammoniaque et la potasse (*voyez* caractères du sulfate d'alumine et de potasse). La présence des sulfates de zinc et de cuivre qu'on ajoute en petite quantité aux farines de qualité médiocre, dans le but de raffermir la pâte qu'on en fait, et pour obtenir un pain bien levé, peut être démontrée par le même moyen.

Une des fraudes les plus communes, surtout dans les années désastreuses ou la farine est chère, est l'introduction de la fécule de pommes de terre dans les farines; les limites de cette falsification sont de 0,10 à 0,25, au delà de cette proportion, la panification n'est plus possible dans l'état actuel de la boulangerie.

Plusieurs moyens ont été proposés pour découvrir la fécule mélangée aux farines; les uns sont fondés sur l'inspection des farines au microscope qui fait distinguer les granules de fécule en raison de leur forme et de leur diamètre, les autres sur la différence de densité de la fécule et de l'amidon. De tous les procédés qui ont été publiés à cet égard, le plus simple et le plus facile est celui de M. Boland, l'un des boulangers les plus instruits de Paris.

Ce procédé que la société d'encouragement a distingué en accordant à son auteur une médaille d'or, consiste à prendre 20 grammes de farine et à en faire une pâte ni

trop ferme, ni trop molle, qu'on malaxe ensuite dans le creux de la main droite sous un très petit filet d'eau, afin d'en séparer le gluten et l'amidon. Ce dernier principe entraîné par l'eau passe à travers un tamis disposé sur un verre conique à pied. Le gluten étant extrait on laisse reposer pendant une heure l'eau de lavage, tout l'amidon étant précipité, on décante l'eau avec un siphon et les dernières portions avec une pipette. Le dépôt étant bien tassé au fond du verre, on enlève avec une cuiller à café une couche grisâtre de gluten divisé, et après l'avoir laissé sécher, on le détache en masse du verre en appuyant légèrement l'extrémité du doigt tout autour, jusqu'à ce qu'il cède et quitte les parois du verre sous forme d'un cône.

Pour apprécier la quantité de fécule ajoutée à la farine, on enlève successivement du sommet de ce cône d'amidon cinq couches, d'un gramme chacune, on les laisse sécher complètement et on les pulvérise séparément et par ordre dans un petit mortier d'agate : cette opération étant faite, on délaye peu à peu dans 12 à 15 parties d'eau froide et on filtre à travers un papier joseph. Les cinq dissolutions sont placées ensuite dans des verres à expériences et on y porte un tube qui a été plongé dans de la teinture d'iode, aussitôt si la fécule existe dans ces diverses couches, il se produit une couleur bleu foncé par suite de la combinaison de l'iode, avec la partie soluble de la fécule de pomme de terre, et chaque couche d'un gramme qui donnera ce résultat, constatera une addition de 5 p. cent de fécule de pomme de terre sur les 20 grammes de la farine qu'on aura essayée.

Ainsi en admettant que les deux premières couches se colorent seulement par la teinture d'iode, cela indiquerait que la fécule entre pour les 2/20 dans la farine ou dans la proportion de 10 p. cent.

Lorsque la farine est pure, la solution filtrée, après la

pulvérisation de l'amidon, ne prend au contact de la teinture d'iode, qu'une très légère teinte jaunâtre ou violette qu'elle perd quelques minutes après. (Mémoire de M. Boland)

FAYENCE ou FAIENCE. Sorte de poterie faite avec un mélange d'argile et d'acide silicique, cuit à une certaine température, et recouvert d'un émail transparent ou opaque suivant la nature de la poterie. Les fayences préparées avec les argiles blanches sont désignées sous le nom de *fayence de terre de pipe*, *fayence façon anglaise*, *fayence fine*. On est parvenu dans ces derniers temps à leur donner une assez grande dureté et à les recouvrir d'un émail très dur et peu altérable, qui peut supporter les alternatives de température sans tressaillir, de manière que cette fayence se rapproche par plusieurs de ses propriétés de la porcelaine. Telle est la poterie qu'on prépare aujourd'hui à Montereau sous le nom de *porcelaine opaque*.

FELDSPATH. Minéral composé de silice, d'alumine et de potasse, présentant par conséquent un silicate double de ces deux bases. (*Silicate aluminico-potassique.*) Il est très répandu dans le règne minéral, et constitue une partie considérable de la masse solide de la croûte de la terre. Le feldspath est blanc, rarement cristallisé, mais presque toujours à l'état cristallin ; il entre dans la composition de plusieurs roches ; il est peu fusible.

Sa composition d'après M. Berzélius peut être représentée par $KS^3 + 3AlS^3$.

Caractères distinctifs. Ce minéral n'est attaqué par la voie humide, ni par les acides, ni par les alcalis ; le feldspath transparent ne donne point d'eau quand on le chauffe seul dans le matras d'essai. Exposé à l'action d'un feu vif au chalumeau il devient vitreux, demi-transparent et blanc, et fond difficilement sur les bords en un verre

bulleux demi-transparent; l'addition du borax le fait fondre en un verre diaphane.

FÉCULE. Nom qu'on donne à l'amidon extrait de la pomme de terre. La fécule, à part quelques caractères physiques, présente toutes les propriétés chimiques de l'amidon retiré des graines céréales; elle est en granules plus gros, et d'une forme différente; le diamètre de ces granules varie de 15 à 20 centièmes de millimètres. La fécule est une poudre blanche, légère, qui paraît très brillante lorsqu'on l'examine au soleil.

Dans le commerce la fécule qu'on vend humide sous le nom de *fécule verte* contient 38,5 d'eau, et 61,5 de matière sèche; la fécule pulvérulente, telle qu'elle est débitée sous la dénomination de *fécule sèche*, contient encore 19 d'eau et 81 de substance sèche, dans les circonstances ordinaires atmosphériques.

Quelques observations ont fait connaître que la fécule pouvait être falsifiée par de la craie, du plâtre ou de la terre de pipe. La première falsification se reconnaît aisément à l'effervescence vive que produit l'acide hydrochlorique ou nitrique qu'on y verse; quant aux deux autres substances on peut les reconnaître en incinérant dans une capsule de platine un poids déterminé de fécule. La fécule pure laisse à peine un demi-centième de cendre formée de silice, de phosphate de chaux et de traces d'oxide de fer.

Usages. Comme réactif, la fécule s'emploie comme l'amidon de froment, et dans les mêmes circonstances. (Voyez *Amidon.*)

FER. Ce métal, connu de toute antiquité, se trouve dans la nature, sous divers états et dans tous les terrains. On le rencontre mais rarement à l'état métallique, c'est à l'état d'oxide qu'il existe surtout, et qu'il est très répandu dans le sein de la terre; sous cet état il constitue les divers minerais de fer qu'on exploite dans plusieurs contrées de

l'Europe. Le fer se trouve aussi, tantôt combiné à différentes proportions de soufre, tantôt à l'oxigène et à des acides inorganiques ou à l'état de sels.

Propriétés. A l'état de pureté le fer est d'une couleur blanche qui se rapproche de celle de l'argent, il a une saveur et une odeur distinctes mais faibles. Sa tenacité est plus grande que celle des autres métaux; il est très ductible et malléable. Sa densité varie suivant qu'il a été fondu ou laminé; elle est de 7,8439 d'après le premier cas, et de 7,750 dans le second. C'est un des métaux le plus difficile à fondre, qu'on ne peut liquéfier qu'à la plus haute température que l'on puisse produire dans les fourneaux d'essai. Le fer à une température rouge blanc se ramollit assez pour être pétri sous le marteau et être soudé sur lui-même. Il jouit, plus que tout autre corps, de la propriété d'être attiré par l'aimant. Mais il perd cette propriété à la chaleur blanche, selon Barlow.

A la température ordinaire le fer ne s'altère pas dans l'air sec, mais à l'air humide il s'oxide lentement et se recouvre d'une croûte jaunâtre d'hydrate de peroxide qu'on appelle *rouille.* Le fer *pur* ne décompose pas l'eau à la température ordinaire, mais à la chaleur rouge il s'oxide rapidement et se convertit en deutoxide noir avec dégagement de gaz hydrogène.

Le signe représentatif de l'atome de fer est exprimé par Fe dans toutes les combinaisons.

Caractères distinctifs. 1° Le fer métallique sous quelque forme qu'il se présente, est fortement attiré par l'aimant ou les barreaux aimantés, ce qui permet de le distinguer de la plupart des métaux.

2° Ce métal pur se dissout sans résidu à la température ordinaire dans les acides sulfurique et hydrochlorique faibles avec dégagement de gaz hydrogène, tandis que le

fer du commerce laisse toujours une certaine quantité du carbone qu'il contient.

3° La dissolution du fer dans les acides indiqués ci-dessus est d'une couleur vert pâle, et d'une saveur astringente. Les alcalis caustiques y occasionnent un précipité blanc, floconneux, qui verdit promptement à l'air, devient brun verdâtre et ensuite jaune couleur de rouille. Ce précipité de protoxide de fer hydraté, mis en contact avec une solution de chlore, jaunit immédiatement en passant à l'état d'hydrate de peroxide de fer. La solution de cyanure de fer et de potassium produit dans la dissolution de fer un précipité blanc bleuâtre qui passe au bleu foncé à l'air ou par l'action du chlore, enfin l'infusion de noix de galles versée dans la dissolution du fer, ne produit de coloration noire qu'à l'exposition de l'air ou par l'action de quelques gouttes de chlore qui font passer le protoxide de fer à l'état de peroxide.

4° L'acide nitrique ordinaire, mis en contact avec le fer, agit vivement sur ce métal avec dégagement abondant de deutoxide et de protoxide d'azote ; il en résulte une dissolution jaune rougeâtre de pernitrate de fer, présentant avec les réactifs tous les phénomènes qui caractérisent les sels de cette espèce.

Les différentes espèces de fers du commerce contiennent toutes de petites quantités de carbone, les moins pures renferment en outre un peu de silicium et de petites quantités de phosphore et de soufre qui les rendent souvent un peu plus ou moins cassantes. Le tableau suivant indique la composition de divers échantillons de fer du commerce.

NOMS DES FERS et LEURS ORIGINES.	CARBONE sur 1,00000	SILICIUM sur 1,00000	PHOSPHORE sur 1,00000	MANGANÈSE sur 1,00000
Fer de Suède, 1re qualité.	0,00293	Des traces.	0,00077	Des traces.
Fer de Suède, 2e qualité.	0,00240	0,00025	Des traces.	Des traces.
Fer de Creuzot.	0,00159	Des traces.	0,00412	Des traces.
Fer de Champagne	0,00193	0,00015	0,00240	Des traces.
Fer du Berry.	0,00162	Des traces.	0,00177	Des traces.
Fer de la Moselle.	0,00144	0,00070	0,00510	Des traces.
Fer fait avec de la vieille feraille de Paris.	0,00245	0,00020	0,00160	Des traces.

La détermination des principes que renferment les diverses variétés de fers du commerce, peut être effectuée par les moyens que nous avons rapportés pour l'analyse des aciers. (Voyez *Acier*, *son analyse*, page 120 et suiv.)

Usages. Le fer, à l'état métallique, est très souvent employé dans les laboratoires pour opérer la précipitation de certains métaux qui ont moins d'affinité que lui pour l'oxigène et les acides. C'est d'après ce principe qu'il précipite le cuivre, le bismuth, le plomb, l'étain, l'antimoine, le mercure, le tellure, le platine, le palladium, l'or et l'argent de leurs dissolutions; la plupart de ces métaux sont séparés sous forme de poudre noire sans aucun éclat métallique. Le cuivre dans les mêmes circonstances se dépose à la surface du fer qui le précipite

avec sa couleur rouge caractéristique, ce qui permet souvent de reconnaître directement les plus petites quantités de cuivre dissoutes dans un liquide peu acide.

La sensibilité de ce réactif est telle, d'après M. Boutigny, d'Évreux, que la moitié d'une aiguille d'acier, suspendue à l'aide d'un cheveu, dans la solution d'une petite quantité de sulfate de cuivre, si étendue d'eau que les réactifs chimiques ne pouvaient démontrer immédiatement la présence de ce métal, avait précipité au bout de quinze jours tout le cuivre. A cette époque l'aiguille, qui avait été peu à peu dissoute, se trouvait remplacée par un petit cylindre creux de cuivre rouge brun, si léger que le plus léger souffle l'enlevait. (*Journal de chimie médicale*, tome VIII, page 414.)

FERMENT. On désigne sous ce nom une matière végéto-animale qui paraît résulter d'une altération de l'albumine végétale et du gluten en présence de l'air et pendant l'acte même de la fermentation. Cette matière, peu étudiée encore sous le rapport de ses propriétés chimiques, jouit de la propriété de déterminer la décomposition du sucre dissous dans l'eau, et sa transformation en alcool et en acide carbonique.

Le ferment se sépare pendant la fermentation de la plupart des liqueurs végétales sucrées, celui qui se précipite du moût de bière est appelé communément *levure*. Dans cet état, après avoir été bien lavé, il se présente en une masse grisâtre, insipide, insoluble dans l'eau et dans l'alcool. L'ébullition de la levure dans l'eau, sa dessiccation, lui enlèvent sa propriété fermentescible, ce qui ne permet de l'employer qu'à l'état humide. Une partie et demie de levure supposée sèche, est suffisante pour faire fermenter 100 parties de sucre.

M. Turpin vient de démontrer, par des observations microscopiques, que toutes les levures sont formées de l'as-

semblage d'une infinité de petits végétaux du genre *mycoderma*, qu'elles se ressemblent toutes sous le rapport de leur organisation végétale, et sous celui du rôle que ces végétaux jouent dans l'acte de la fermentation : tous les globulins qui forment la levure primitive du moût de bière ne commencent à germer qu'après avoir atteint l'état d'un globule vésiculaire de 0,1mm· de diamètre, époque à laquelle ils poussent leurs tigelles articulées, simples ou rameuses, pour constituer le *mycoderma cervisia* le plus achevé ; les petits végétaux *lévuriens* soumis aux lois de l'organisation, ont besoin, pour se nourrir et se développer, de la pâture que leur offre l'une des parties du sucre ; sans cette substance ils meurent et se décomposent. D'après M. Turpin, la fermentation serait un action toute physiologique, dans laquelle des corps vivants se nourrissent et se développent par absorption de l'une des parties du sucre, en isolant soit l'alcool, soit l'acide acétique. Cette action commence et finit avec l'existence des infusoires végétaux ou animaux qui la détermine, et dont la vie ne cesse que par l'épuisement total de la matière saccharine et nutritive. (*Académie des sciences*, 1837, août 20.)

Usages du ferment. Ce principe, indépendamment de l'usage qu'on en fait dans les arts pour exciter la fermentation des liqueurs sucrées, et pour celle de la pâte, est employé dans certaines expériences de chimie pour reconnaître le sucre mêlé à d'autres principes organiques, et estimer sa quantité par le volume et le poids de l'acide carbonique formé. En effet, comme le sucre en éprouvant la fermentation alcoolique produit 46,8 d'acide carbonique pour cent, il devient facile d'apprécier sa quantité dans les liqueurs où il existe. A cet effet, on délaie un peu de levure pure, et on abandonne le mélange sous une cloche graduée à une température de + 15° à + 25°. C'est par ce moyen que MM. Tiedemann et Gmelin ont constaté que

dans la digestion de l'amidon cuit, une partie de ce produit se transformait en sucre dans l'estomac et les intestins grêles. (*Recherches sur la digestion*, tome I, page 202 et suiv.)

FLUOR. Nom proposé pour désigner le radical non encore isolé de l'acide fluorique, acide que l'on regarde aujourd'hui comme un hydracide, formé par l'union de l'hydrogène et de ce radical. Son existence n'est admise que par l'analogie que présentent ses combinaisons avec celles des hydracides dont les radicaux sont bien connus.

FLUORURES. Composés résultant de la combinaison du fluor avec les métalloïdes et les métaux. Les fluorures métalliques dont quelques espèces se trouvent dans la nature ont été connues sous le nom de *fluates* par les anciens chimistes.

La plupart des fluorures métalliques sont fusibles et indécomposables par le feu, quelques uns sont volatils. Les fluorures à base de potassium, de sodium et de lithium sont solubles, tous les autres à quelque exception près sont insolubles. Leur composition est analogue à celle des chlorures, brômures, iodures.

Caractères distinctifs. 1° Traités par l'acide sulfurique hydraté, les fluorures alcalins sont décomposés même à la température ordinaire avec une légère effervescence et dégagement de vapeurs blanches très piquantes d'acide hydrofluorique. Si l'expérience est faite dans un vase de verre, celui-ci est bientôt attaqué, et il se produit du fluorure de silicium gazeux qui se décompose en présence des corps humides, tels qu'un morceau de drap humide ou de feutre humecté; il se dépose alors des flocons blancs gélatineux d'acide silicique hydraté. Le résultat est plus prompt si le fluorure est mélangé de sable fin ou de verre pilé avant l'addition de l'acide sulfurique.

2° Les fluorures insolubles ne précipitent point la solu-

tion de nitrate d'argent ; ils forment avec les sels neutres de baryte, de chaux et de strontiane, des précipités blancs insolubles, solubles dans l'acide nitrique.

La présence du fluor dans les minéraux qui en contiennent de petites quantités, peut être démontrée par la méthode suivante, proposée par M. Berzélius : on mêle une petite portion du minéral pulvérisé avec du sel de phosphore (phosphate double de soude et d'ammoniaque) qu'on a préalablement fait fondre, et l'on chauffe le mélange vers l'extrémité d'un tube ouvert, à la flamme d'une lampe à esprit de vin ; il se forme de l'acide hydrosulfurique aqueux qui, entraîné par le courant d'air, se répand dans le tube. On reconnaît cet acide, tant à son odeur propre, qu'à l'action corrosive qu'il exerce sur les parois du verre qui deviennent ternes particulièrement dans les parties où l'humidité se condense. Un papier teint par la couleur du bois de Fernambouc, exposé à l'embouchure du tube, devient jaune aussitôt. (*Traité du chalumeau*, p. 160.)

Dans quelques minéraux où le fluor est combiné à des bases faibles et en même temps avec une petite proportion d'eau, on n'a qu'à chauffer la matière d'essai dans un tube fermé par un bout ; du fluorure de silicium est alors formé, et il se dépose un anneau terne de silice sur le verre à une petite distance de la partie chauffée, en même que le papier de Fernambouc placé dans le tube devient jaune. On peut découvrir par ce procédé la présence de trois quarts de centième de fluor dans certaines espèces de mica. (Berzélius, même ouvrage, page 161.)

Fluorure de bore. Acide fluoborique (*Fluoride borique*, Berz.)

C'est un composé gazeux qu'on obtient en chauffant sur la cuve à mercure un mélange de fluorure de calcium, d'acide borique vitrifié, avec un grand excès d'acide sulfurique concentré.

Propriétés. Le fluorure de bore est un gaz incolore et transparent qui produit dans l'air des fumées extrêmement épaisses et acides, par suite de la vapeur d'eau qui s'y trouve. Sa densité est de 2,3124. Ce gaz rougit le tournesol, n'attaque point le verre, charbonne et détruit les matières organiques. L'eau l'absorbe avec la plus grande avidité, et il en résulte un liquide acide, très caustique et corrosif, qui fume à l'air.

Usages. La propriété que possède le fluorure de bore gazeux de répandre des vapeurs blanches très abondantes au contact de l'air, par l'absorption de la vapeur d'eau, le fait employer comme réactif pour s'assurer si les gaz sur lesquels on opère contiennent ou non de l'humidité : celle-ci est rendue manifeste par la formation d'un nuage opaque qui se produit au moment où l'on introduit dans le gaz placé dans une cloche sur le mercure, quelques bulles de gaz fluorure de bore.

Fluorure de calcium. *Spath fluor des minéralogistes, fluate de chaux des anciens chimistes.* (*Fluorique calcique.* Berz.). Ce composé se rencontre abondamment dans la nature, soit cristallisé en cubes ou en octaèdres, soit en masses compactes, colorées ordinairement en violet, en jaune et en vert pâle. Il accompagne certains filons des minérais de plomb et d'étain, quelquefois il constitue à part de petits filons en masses cristallisées confusément.

Propriétés. Le fluorure de calcium est blanc à l'état de pureté; il est insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Celui qui est naturel, chauffé ou projeté dans un creuset échauffé au rouge obscur, décrépite et devient phosphorescent en s'entourant d'une auréole violacée ou verdâtre suivant la température ; à un certain degré de chaleur il fond sans se décomposer.

Composition. Il est formé de :

Fluor.....	47,73	ou 2 atomes.
Calcium..	52,27	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Ca F^2.

Caractères distinctifs. 1° Le fluorure naturel chauffé devient phosphorescent à un certain degré de température.

2° Pulvérisé et traité par l'acide sulfurique hydraté dans une petite capsule de plomb ou de platine, il est décomposé à une douce chaleur en donnant des vapeurs blanches très piquantes d'acide hydrofluorique. Si l'on recouvre la capsule d'une petite lame de verre elle est bientôt corrodée et dépolie par cette vapeur.

3° Le résidu de la décomposition du fluorure par l'acide sulfurique, bouilli avec de l'eau distillée, le dissout en partie, et donne une solution qui précipite abondamment par l'oxalate d'ammoniaque, et par les solutions des carbonates alcalins.

Usages. Ce composé est employé dans les laboratoires pour obtenir l'acide hydrofluorique, dont on peut faire usage dans certaines analyses minérales. (Voyez *Acide hydrofluorique*). Dans les arts on s'en sert comme de fondant.

Fluorure de silicium. *Acide fluorique silicé*, *acide fluosilicique*. (*Fluoride silicique*, Berz.). Ce composé artificiel se produit dans toutes les réactions où l'acide hydrofluorique se trouve en contact, soit avec l'acide silicique pur, soit avec tous les composés naturels ou artificiels dans lesquels cet acide entre comme partie constituante. Sa formation dans les circonstances où l'on a à décider si une substance renferme de la silice ou un fluorure.

nous en engage à indiquer ici les principaux caractères de ce composé gazeux.

Propriétés. Le fluorure de silicium se présente toujours à l'état d'un gaz incolore, d'une odeur acide suffocante ; il répand à l'air des fumées blanches qui rougissent fortement la teinture de tournesol. Sa densité est de 3,600. Il éteint les corps en combustion; le calorique n'a point d'action sur lui. Mis en contact avec l'eau ; il est absorbé et en partie décomposé, en se transformant en acide silicique qui se précipite à l'état d'hydrate en gelée transparente, et en hydrofluate acide de fluorure de silicium qui reste dissous dans l'eau.

Composition. Ce fluorure est formé de :

Fluor....	71,66	ou 2 atomes.
Silicium..	28,34	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Si F^2$.

FLUX. On désigne sous ce nom, dans les essais docimastiques et métallurgiques, des composés plus ou moins fusibles, soit par eux-mêmes, soit par les combinaisons qu'ils peuvent former, et qu'on ajoute aux minerais dans leur traitement par la voie sèche. Ces divers composés qu'on appelle encore *fondants* ont pour objet de dissoudre et d'enlever les corps étrangers infusibles ou peu fusibles, qui, restant mêlés aux molécules métalliques en fusion, s'opposeraient à leur réunion.

Les substances dont on se sert à titre de flux et fondants dans les essais sont ordinairement le carbonate de potasse qui détermine facilement la fusion de la silice, le borax, le nitre, le verre, le fluorure de calcium qui agissent aussi de la même manière ; la silice est employée pour déterminer la fusion des gangues calcaires dans les essais qui se

font à une chaleur élevée: il en est de même de la chaux et de l'alumine ou de leurs composés à l'égard des gangues siliceuses. Dans quelques circonstances on fait usage comme fondant de litharge, de céruse ou de verre à base d'oxide de plomb (cristal).

FLUX BLANC. On connait sous ce nom le carbonate de potasse provenant de la déflagration de deux parties de nitrate de potasse et d'une partie de tartre; ce flux est fréquemment employé dans les essais pour la vitrification de terres qui existent dans les minerais.

FLUX NOIR. On désigne sous ce nom un mélange de carbonate de potasse et de charbon très divisé, obtenu en faisant déflagrer, dans un creuset rougi au feu, deux parties de tartre et une partie de nitre. Ce flux *réductif*, en raison du charbon qu'il contient, est usité tout à la fois comme fondant et désoxidant; il est d'un excellent usage dans les essais docimastiques.

Dans ce flux, le charbon est dans un état de division extrême, il n'empêche pas la fusion d'être bien liquide en restant disseminé d'une manière uniforme dans toute la masse fondue.

FOIE D'ANTIMOINE. Ce nom a été donné autrefois à cause de la fausse analogie de couleur que présente ce composé avec le foie des animaux: il est formé de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et d'antimonite de potasse. On l'obtient en faisant détourner dans un creuset rouge, parties égales de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse.

Usages. Ce composé était très employé par les anciens médecins.

FOIE DE SOUFRE. Nom donné par les anciens chimistes au sulfure de potassium, préparé en fondant un mélange de soufre et de potasse. (Voyez *Sulfure de potassium*.)

FONDANT. Synonyme de *flux*, nom donné à toute

espèce de corps composé qui peut faciliter la fusion des autres corps. (Voyez *Flux*.)

Fondant de Rotrou. Préparation antimoniale qui se préparait autrefois en faisant détonner dans un creuset rouge trois parties de nitrate de potasse et une partie de protosulfure d'antimoine. Ce composé est formé de sulfate de potasse et d'antimoniate de potasse.

FONTE. La fonte est le produit qui résulte de la fusion et réduction dans les hauts-fourneaux des minerais de fer. Ce produit est un carbure de fer impur, non ductile ni malléable, mêlé de siliciure et de phosphure de fer dans différentes proportions, suivant la nature des minerais avec lesquels on l'a obtenu.

On distingue, en général, trois espèces de fonte, 1° *la fonte noire*, 2° *la fonte grise*, 3° *la fonte blanche*. La première, ainsi nommée à cause de sa couleur foncée, est la plus fusible des trois; elle est formée de gros grains inégaux, noirs et brillants; sa limaille tache un peu les doigts, sa densité varie de 6,988 à 7,101, elle est en général moins grande que celle de la fonte blanche. La fonte grise, d'une texture grenue, est moins cassante et moins dure; elle est assez douce pour être limée et travaillée au tour; enfin la fonte blanche dont il existe deux sortes, l'une provenant des minerais manganésifères, l'autre qui se forme avec le minerai employé en trop grande quantité, relativement à la quantité de charbon, est d'un blanc argentin, à texture lamelleuse ou cristalline; elle est cassante, et si dure que le verre en est rayé. La densité de cette variété de fonte est de 7,574 à 7,624.

Les diverses fontes agissent sur l'aiguille aimantée comme le fer pur et l'acier; les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, étendus d'eau, les attaquent plus ou moins vite en isolant une partie du carbone qu'elles contiennent. les fontes blanches sont peu attaquables par ces agents.

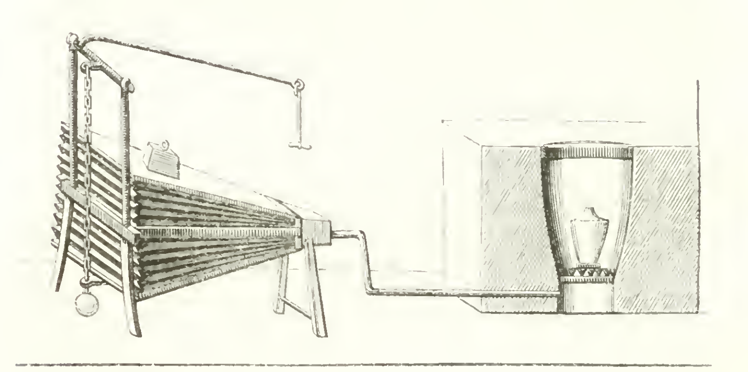
La composition des fontes est variable, elle dépend en général de la nature des minerais et des fondants qui ont été ajoutés pendant la fusion. Le tableau suivant en fournit un exemple.

ESPÈCES DE FONTES.	CARBONE	SILICIUM	PHOS-PHORE.	MANGA-NÈSE.	FER.	*Obser-vations.*
Fonte de Champagne.	2,100	1,060	0,869	Trace.	95,971	Fontes obtenues par le charbon de bois.
Fonte du Nivernais.	2,254	1,030	1,043	Trace.	95.673	
Fonte de Berry.	2,319	1,920	0,188	Trace.	95,573	
Fonte de Franche-Comté.	2,800	1,160	0,351	Trace.	95,689	Fontes obtenues par le coke.
Fonte du Creuzot.	2,021	3,490	0,604	Trace.	93,885	
Fonte du pays de Galle.	1,666	3,000	0,492	Trace.	94,842	
Fonte blanche de Champagne.	2,324	0,840	0,703	Trace.	96,133	Fontes obtenues par le charbon de bois.
Fonte de l'Isère.	2,636	0,260	0,280	2,137	94,687	
Fonte de Coblentz.	2,441	0,230	0,185	2,490	94,654	

Pour l'analyse des fontes on est obligé, comme pour l'analyse des aciers, de faire une opération particulière pour chacun des principes qui s'y trouvent; ainsi on détermine d'abord sur une quantité connue le carbone en la brûlant par l'oxide de mercure et l'oxigène dans l'appareil que nous avons rapporté à l'analyse des aciers. (Voyez *Acier*, son analyse, page 120).

A l'égard du silicium, du phosphore et du manganèse on suit le procédé qui a été décrit pour estimer leurs proportions dans les aciers du commerce.

FORGE, FOURNEAU DE FORGE. Dans les laboratoires de chimie, on donne ce nom à un fourneau dans lequel le feu est alimenté par un double soufflet. Le plus simple est un foyer carré ou conique, construit en briques réfractaires, à travers lequel passe la tuyère d'un fort soufflet. (*Voyez* ci-dessous, fig. A, la coupe d'un fourneau de forge ordinairement employé.)



Le diamètre supérieur, relatif à la grandeur des creusets varie de huit à douze pouces: une grille en terre, percée de trous coniques, ou une grille en fer sépare le cendrier du foyer; c'est sur celle-ci qu'on dispose le creuset placé sur un support en terre ayant la forme d'un petit fromage; le creuset doit être luté avec son couvercle. On se sert en général de ce fourneau pour les opérations qui exigent une haute température de 130° à 140° degrés environ du pyromètre de Wedgwood.

FOURNEAUX. On donne ce nom aux différents appareils en terre cuite, propres à chauffer les vases dont on

fait usage en chimie, leur forme et leur but sont très variables, ce qui leur a fait donner des noms particuliers : voici succinctement les plus employés.

FOURNEAU A VENT. C'est un fourneau dans lequel un feu violent peut être entretenu au moyen d'un tirage très fort. Il consiste principalement en un fourneau carré, en briques, qui communique avec une cheminée étroite et plus ou moins élevée, se rétrécissant un peu vers le sommet. L'ouverture est dirigée en haut, et peut être bouchée à volonté avec une plaque de tôle à poignée, faisant fonction de couvercle ; une grille à barreaux mobiles est posée à un pied environ du sol, et au dessous de celle-ci, on laisse un des côtés du fourneau ouvert pour le passage de l'air qui sert à la combustion du charbon.

FOURNEAU DE FUSION. (Voyez *Forge*.)

FOURNEAU DE COUPELLE. On nomme ainsi le fourneau dont on fait usage pour la coupellation de l'argent et de l'or. (*Voyez* ce mot.)

FOURNEAU A REVERBÈRE. Ce fourneau ordinairement de forme cylindrique se compose de trois pièces superposées. La plus inférieure comprend le cendrier qui a son ouverture latérale et sa porte ; au dessus vient la grille en terre ou en fer. L'espace qui est au dessus de la grille se nomme le foyer, il a son ouverture et sa porte : au dessus de cette pièce inférieure est une portion de cylindre qu'on nomme laboratoire, qui exhausse le foyer, et dans laquelle on place la cornue qu'on veut chauffer. Enfin sur le laboratoire, se place le reverbère, espèce de calotte demi-sphérique, portant dans son milieu un canal cylindrique qui sert de cheminée. Pour exciter une combustion plus rapide, on surmonte cette espèce de cheminée d'un tuyau en tôle plus ou moins grand, ou quelquefois on fait arriver la tuyère d'un soufflet sous le cendrier.

Pour chauffer des tubes de porcelaine, dans toute leur longueur, on fait usage du fourneau à reverbère carré-long, formé de deux pièces seulement.

FOURNEAU ÉVAPORATOIRE. Cette espèce de fourneau, très employée pour recevoir une bassine ou un bain de sable, est formée d'une seule pièce comprenant un cendrier et un foyer : ce dernier est évasé supérieurement, et échancré dans plusieurs points de sa paroi, pour laisser dégager les produits de la combustion. On s'en sert fréquemment pour l'évaporation des liquides placés dans des capsules de porcelaine ou de verre. L'évaporation est souvent faite directement en plaçant la capsule sur une grille en fil de fer disposée sur le foyer du fourneau.

FULMINATES. Nom donné à un genre de sels dont l'acide n'a pu encore être isolé, et qui jouissent de propriétés fulminantes par le choc ou par l'action de la chaleur. Dans ces combinaisons salines qu'on obtient par la réaction mixte des nitrates d'argent ou de mercure, de l'alcool et de l'acide nitrique, l'acide fulminique a, d'après MM. Gay-Lussac et Liebig, une composition telle qu'on peut le représenter par du cyanogène et de l'oxigène, ou une espèce d'acide cyanique isomérique avec celui-ci.

Caractères distinctifs. 1° Ces sels soumis à la percussion, ou à une légère chaleur, se décomposent en donnant lieu à une explosion plus ou moins violente.

2° Traités par les oxacides ou les hydracides ils sont décomposés avec dégagement sensible d'acide hydrocyanique.

3° L'eau bouillante les dissout sans leur faire perdre leur propriété explosive.

4° Les alcalis ne décomposent que partiellement les fulminates métalliques, en séparent une partie de l'oxide métallique, et donnent naissance à des fulminates doubles, qui détonent tant par la percussion que par la chaleur.

Deux fulminates sont seulement employés, celui à base d'oxide d'argent, et celui à base d'oxide de mercure.

Fulminate d'argent. (*Fulminate argentique.* Berz.) Ce composé a d'abord été connu sous le nom de poudre fulminante de Brugnatelli, du nom du chimiste italien qui en établit le premier la préparation, en faisant agir, à une douce chaleur, sur le nitrate d'argent de l'acide nitrique et de l'alcool.

Propriétés. Ce fulminate se présente sous forme d'une poudre blanche, cristalline, peu soluble dans l'eau froide; sa saveur est âcre et métallique; il se dissout dans 36 parties d'eau bouillante et cristallise en petites aiguilles blanches par le refroidissement. Jeté sur les charbons ardents à la dose d'un quart de grain, il produit une détonation analogue à celle de la décharge d'un pistolet; le plus léger frottement entre deux corps durs suffit pour le faire détoner, surtout lorsqu'il est bien sec. La lumière le décompose peu à peu.

Composition. D'après M. Berzélius, ce fulminate serait composé d'un atome d'oxide argentique et d'un atome d'acide cyanique, et aurait pour formule $\dot{A}g\ \dot{\mathrm{Cy}}$.

Caractères. La propriété fulminante de ce sel, sa solubilité dans l'eau chaude, le dégagement d'acide hydrocyanique quand on le chauffe avec de l'acide hydrochlorique, enfin la propriété qu'a le chlorure d'argent qui s'est formé dans cette réaction de se redissoudre dans un excès d'ammoniaque, suffisent pour caractériser ce sel et ne pas le confondre avec les autres fulminates métalliques.

Usages. Ce sel n'est employé que dans les arts pour la préparation des cartes et pétards fulminants. Son emploi nécessite une grande circonspection en raison des dangers auxquels expose sa facile décomposition par le frottement ou par le choc.

Fulminate de mercure. Protofulminate de mercure.

(*Fulminate mercureux.* Berz.) Ce sel, découvert par Howard, a été appelé pendant longtemps *mercure fulminant d'Howard*. On l'obtient par l'ébullition de l'alcool avec une dissolution de mercure dans un excès d'acide nitrique.

Propriétés. Le fulminate de mercure du commerce est d'un gris jaunâtre, couleur due à un peu de mercure dont on le débarrasse en le dissolvant dans un peu d'eau bouillante. Purifié, il se présente en petits cristaux dendritiques, blancs, soyeux et doux au toucher. Chauffé à + 186° il se décompose subitement avec explosion violente; la percussion agit de même sur lui. Dans sa décomposition de la vapeur mercurielle se dépose en poudre grisâtre sur les parties voisines de celles où le sel était placé.

Composition. Il est formé d'un atome d'acide fulminique ou cyanique, et d'un atome de protoxide de mercure: sa formule = $\dot{Hg}\,\dot{Cy}$.

Caractères. Ce fulminate, indépendamment des propriétés qui lui sont communes avec le fulminate d'argent, de détonner par le choc et la chaleur, s'en distingue en ce que, traité par l'acide hydrochlorique, il est décomposé par celui-ci; le précipité qui se forme est insoluble dans l'ammoniaque, et devient noir par cet alcali; une lame de cuivre plongée dans la solution de ce fulminate acidulée par l'acide nitrique, se recouvre bientôt d'une couche de mercure métallique que le frottement rend brillant.

Usages. Le fulminate de mercure forme la base des amorces des fusils à percussion; on l'emploie tantôt pur et tantôt mêlé avec la moitié de son poids de pulvérin (poussier de poudre) ou de nitre. La présence ou la quantité de ce dernier sel peut être déterminée en le dissolvant dans l'eau bouillante, décomposant sa solution par l'acide hydrosulfurique, filtrant et évaporant la solution à siccité.

Le nitrate de potasse reste pour résidu, et il est facile de le reconnaître à ses propriétés. (Voyez *Nitrate de potasse.*)

G.

GALÈNE. Nom donné par les minéralogistes au proto-sulfure de plomb naturel. (Voyez *Sulfure de plomb.*)

GALLE (Noix de). On désigne sous ce nom une excroissance produite à la surface des feuilles du *quercus infectoria*, par les piqûres d'un insecte du genre cynips. Cette excroissance, d'une forme arrondie, et de la grosseur d'une noisette, est recouverte d'aspérités, elle est creuse à son centre et percée d'un petit trou par lequel est sorti l'insecte après son développement. La noix de galle nous vient d'Alep ou de Chine par la voie du commerce. Il s'en développe sur nos chênes, mais elles restent spongieuses et ont peu de valeur.

La noix de galle contient une grande quantité d'acide tannique ou tannin, un peu d'acide gallique, et quelques sels à base de chaux et de potasse. On se sert de son infusion aqueuse ou alcoolique comme réactif.

Usages. L'infusion aqueuse de noix de galle est fréquemment usitée pour reconnaître les sels de fer qu'elle décompose, soit instantanément, soit au contact de l'air ou d'un peu de chlore, en formant du tannate de peroxide de fer d'une couleur noire très foncée. Elle précipite de leurs dissolutions la plupart des oxides métalliques sans agir sur les sels alcalins et terreux. Les alcalis organiques sont précipités aussi de leurs combinaisons avec les acides par cette infusion, ainsi que la gélatine, l'albumine et l'osmazôme qui s'unissent à l'acide tannique qu'elle contient, et forment des combinaisons peu solubles dans l'eau.

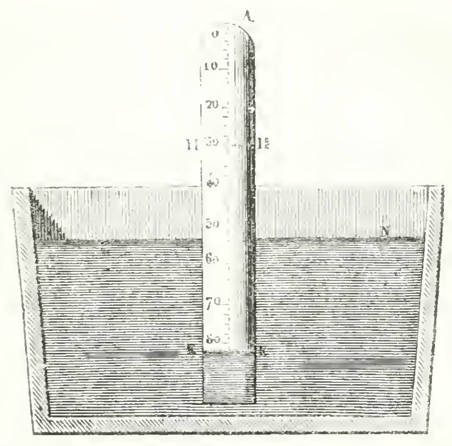
GAZ. En physique et en chimie on comprend sous cette dénomination tous les corps réduits à l'état aériforme et

qui présentent comme l'air une grande élasticité. On les désigne encore sous le nom de *fluides élastiques*, en raison de cette propriété. Plusieurs d'entre eux peuvent être dépouillés par la compression et le refroidissement du calorique *latent* ou *combiné* qui les maintient à cet état, et passer à celui de liquide ou de solide; d'autres, au contraire, par ces deux moyens réunis, conservent leur forme gazeuse. Les premiers, plus ou moins analogues aux vapeurs qui sont des gaz non permanents, ont été désignés sous le nom de *gaz coërcibles*, les seconds, sous celui de gaz *permanents* ou *fixes*.

Les gaz, sous le rapport de leur composition, sont *simples* ou *composés*. Les premiers ne sont formés que d'une seule espèce de molécule, les seconds en contiennent au moins deux. Leurs propriétés physiques et chimiques sont plus ou moins différentes, comme nous le rappellerons en parlant de chacun de ces corps en particulier, et des moyens de les distinguer.

Un assez grand nombre de principes constituants pouvant être obtenus sous la forme de gaz, leur évaluation en poids ou en mesure devient importante dans beaucoup d'opérations chimiques, aussi est-il nécessaire de mesurer exactement leur volume, et de calculer leur quantité en poids d'après ce volume.

Dans la détermination du volume des gaz on se sert de cloches et de tubes gradués qu'on remplit d'eau ou de mercure sur la cuve, et dans lesquels on fait passer le gaz. Lorsque le gaz renfermé dans la cloche placée sur l'eau ou le mercure n'occupe qu'une partie de la cloche graduée, sa densité n'est pas la même que celle de l'atmosphère, à moins que la surface du liquide ne soit exactement de niveau avec la surface du liquide de la cuve sur lequel elle pose. (*Voyez* la figure ci-contre.)



A représente une cloche contenant un gaz dont le volume doit être exactement mesuré. N′ N″ la surface du mercure dans la cuve sur laquelle la cloche est placée, *h h* la hauteur du mercure dans la cloche. Le volume du gaz est par conséquent dilaté et moins dense que l'air extérieur, car il n'est pressé que par le poids de l'atmosphère diminué de celui de la colonne de mercure au-dessus de la surface N′ N″; d'un autre côté, si le mercure ne s'élève dans la cloche qu'en *k k*, le gaz étant alors comprimé par une colonne de mercure égale à la différence des deux niveaux N′ N″ et *k k*, il aura une plus grande densité que l'air extérieur. Dans le premier cas, si la cuve est assez profonde, il faut alors enfoncer la cloche jusqu'à ce qu'on ait parfaitement égalisé le niveau intérieur et le niveau extérieur du mercure, et lire à quelle division correspond le volume du gaz; dans le second cas on relève la cloche jusqu'à ce que l'égalité du niveau soit établie.

Quand on opère sur la cuve à mercure, celle-ci n'est souvent pas assez profonde pour permettre d'enfoncer la cloche pour niveler les deux surfaces; alors on mesure aussi exactement que possible la hauteur dont la surface

du mercure intérieur dépasse celle du mercure extérieur, et on la retranche de la hauteur du baromètre au moment où l'on opère. Ainsi, par exemple, si le baromètre est à $0^m,76$, et que la colonne de mercure dans la cloche soit de $0^m,15$ plus haut que la surface de la cuve, on déduit $0^m,15$ de $0^m,76$, et il reste $0^m,61$. Le gaz, comme on le conçoit, a la même densité que si on l'avait mesuré à $0^m,61$. Si au contraire le mercure est plus bas à l'intérieur qu'à l'extérieur le gaz est plus dense, et soumis à une pression égale à la hauteur du mercure dans le baromètre, plus la hauteur de la petite colonne N′ N″ et *k k*.

Dans la mesure des gaz, il faut observer l'état du baromètre et sa température, parce qu'un changement dans ces éléments en produit un considérable dans leur volume. En général, pour comparer les résultats d'expériences sur les gaz, on réduit ordinairement leur volume à celui qu'ils auraient à la pression barométrique de $0^m,76$, et à la température de zéro. Cette réduction s'exécute de la manière suivante. On sait que les gaz et les vapeurs se dilatent également pour chaque degré de l'échelle thermométrique d'une même quantité, qui est la $0,00375^e$ partie de leur volume primitif à zéro, ou de 1/267. Par conséquent, en représentant par v le volume cherché, V le volume trouvé, et t la température du gaz au-dessus de zéro, on aura la formule suivante :

$$v = \frac{V}{1 + 0,00375 \times t} \quad \text{ou} \quad \frac{V \times 267}{267 + t}.$$

Si la température du gaz était au-dessous de zéro, pour le ramener à celle-ci il faudrait alors diviser par $267 - t$. L'exemple suivant fera comprendre ce calcul simple. Supposons qu'on ait mesuré 1000 centimètres cubes de gaz à $+ 15°$. Il sera facile d'évaluer leur volume à 0 en établissant la proportion suivante : $267 + 15 : 267 :: 1000 : x$;

d'après le calcul on trouverait $946^{cc},8$ pour le volume du gaz à 0. Après avoir fait la réduction relative à la température, il faut exécuter aussi celle qui se rapporte à la pression barométrique. On sait, d'après la loi de Mariotte, que le volume des *gaz est en raison inverse des pressions*; par conséquent, pour trouver quel serait le volume du gaz à $0^{m},76$ de pression, il faut établir une proportion inverse.

Admettons que le gaz ait été obtenu à $0^{m},75$, on établira la proportion suivante pour trouver son volume à $0^{m},76$:

$$0^{m},75 : 0^{m},76 :: x : 946^{cc},8$$

On a alors $x = \dfrac{946,8 \times 0^{m},75}{0^{m},76.} =$

Le volume d'un gaz quelconque ayant été ainsi corrigé des effets de la température et de la pression, on connaît son poids en le multipliant par sa densité, déterminée à 0 *t* et à $0^{m},76$.

Dans les calculs que nous avons présentés nous avons supposé le gaz sec, et s'il était humide et saturé de vapeur il faudrait en déduire la quantité qu'il en contient à la température où l'on a opéré. Cette vapeur d'eau pourrait être absorbée directement en laissant le gaz en contact avec des fragments de chlorure de calcium fondu; mais quand on veut la calculer, on doit se rappeler qu'il est établi en physique que, dans les mélanges des vapeurs avec les gaz, les forces respectives élastiques de chacun ne se diminuent pas, mais s'ajoutent : on arrivera donc à connaître la quantité de gaz sec à la température où se fait l'expérience, en calculant la pression que supporte ce gaz, et déduisant de celle-ci la tension de la vapeur d'eau pour la même température. Ainsi, supposons la température à $+ 15^{o}$, et le volume du gaz 1000^{cc} à $0^{m},76$ de pression. La force élastique ou la tension de la vapeur qu'on trouve dans la table

établie à cet égard est égale à $12^{mm},837$: il faudra donc la retrancher de $0^{m},76$ pression totale, et on aura :

$$0,76 - 0,012837 = 0,747163.$$

La proportion à établir pour connaître le volume réel du gaz sera donc :

$$0,747163 : 0,76 :: x : 1000^{cc}.$$

$$x = \frac{1000 \times 0,747163}{0,76}.$$

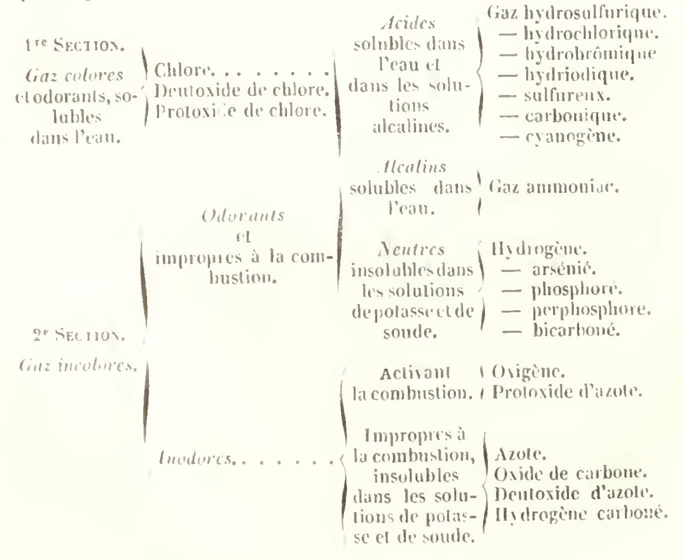
Dans la détermination du volume d'un gaz placé dans une cloche sur l'eau, et qui en est en partie remplie, on fait usage de la même formule que celle que nous avons employée pour le gaz placé dans une cloche sur le mercure; seulement il faudra multiplier la hauteur H du mercure dans le baromètre, par 13,6, parce qu'il faut une colonne d'eau 13,6 fois plus longue que celle du mercure pour produire la même pression. Alors la colonne verticale d'eau contenue dans la cloche devra être soustraite de $H \times 13,6$, avant de faire le calcul nécessaire pour trouver le volume du gaz à une pression de $0^{m},76$.

Nous présentons ici un tableau de la densité des gaz simples et composés, avec l'indication du poids d'un litre de ces même gaz à 0 de température, et sous la pression de $0^{m},76$. Ces résultats pouvant être utiles dans un grand nombre de cas où l'on fait des expériences sur les gaz, et lorsqu'on a besoin de connaître immédiatement, soit la densité, soit le poids de chacun de ces corps.

NOMS DES GAZ.	DENSITÉS.	POIDS d'un litre à 0 t. et à 0m,76.	NOMS des OBSERVATEURS.
Air.	1,0000	grammes. 1,2991	
Oxigène.	1,1026	1,4324	Berzélius et Dulong.
Hydrogène.	0,0688	0,0893	Id.
Azote.	0,9760	1,2679	Id.
Chlore.	2,4700	3,2088	Gay-Lussac et Thénard.
Gaz carbonique.	1,5240	1,9798	Berzélius et Dulong.
Gaz oxide de carbone.	0,9727	1,2636	Id.
Cyanogène.	1,8188	2,3628	Id.
Gaz ammoniac.	0,5912	0,7680	Id.
Gaz hydrochlorique.	1,2474	1,6205	Biot et Arago.
Gaz sulfureux.	2,1930	2,8489	Davy.
Gaz hydrosulfurique.	1,1912	1,5475	Gay-Lussac et Thénard.
Protoxide d'azote.	1,5273	1,9841	Berzélius et Dulong.
Deutoxide d'azote.	1,0010	1,3004	Id.
Hydrogène proto-carboné.	0,5590	0,7262	Id.
Hydrogène percarboné.	0,9804	1,2736	Id.

Des moyens de distinguer les gaz les uns des autres et d'opérer leur séparation lorsqu'ils sont mélangés.

Les gaz simples ou composés d'après leurs propriétés, peuvent être divisés en plusieurs séries ou sections. C'est par une suite d'essais simples et faciles à exécuter, qu'il est toujours possible d'arriver à les reconnaître. Les divers moyens employés par les chimistes sont fondés sur l'ensemble de quelques propriétés physiques et chimiques qu'on cherche à mettre en évidence par les opérations auxquelles on les soumet. Pour présenter une méthode simple et rationnelle des procédés qu'on emploie ordinairement dans ces sortes de manipulation, nous exposerons d'abord un tableau synoptique dans lequel tous les gaz simples et composés peuvent être rangés d'après un certain nombre de leurs principaux caractères. Ce tableau offre seulement ici la classification des gaz qui sont susceptibles de se rencontrer mélangés naturellement, ou qui se produisent dans un certain nombre d'opérations chimiques qu'on pratique.



1re Section. *Gaz colorés* et odorants, solubles dans l'eau.	Chlore. . . . . Deutoxide de chlore. Protoxide de chlore.		
2e Section. *Gaz incolores.*	*Odorants* et impropres à la combustion.	*Acides* solubles dans l'eau et dans les solutions alcalines.	Gaz hydrosulfurique. — hydrochlorique. — hydrobrômique — hydriodique. — sulfureux. — carbonique. — cyanogène.
		Alcalins solubles dans l'eau.	Gaz ammoniac.
		Neutres insolubles dans les solutions de potasse et de soude.	Hydrogène. — arsénié. — phosphoré. — perphosphoré. — bicarboné.
	Inodores.	Activant la combustion.	Oxigène. Protoxide d'azote.
		Impropres à la combustion, insolubles dans les solutions de potasse et de soude.	Azote. Oxide de carbone. Deutoxide d'azote. Hydrogène carboné.

Un gaz étant donné, comment en reconnaître la nature ?

Pour résoudre ce problème, il est nécessaire d'abord d'examiner ce gaz sous les rapports de *sa couleur*, de *son odeur*, de *la propriété* qu'il a d'entretenir ou non la combustion d'une allumette ou bougie, de sa *combustibilité*, etc. en notant avec soin les phénomènes que l'on observe. Cet examen, qui peut toujours être fait en introduisant une portion du gaz dans une petite cloche ou éprouvette, permettra de s'assurer de suite à quelle section il appartient. Mais si le gaz est renfermé dans un flacon, il faut tout d'abord rechercher sur quel liquide on doit le recevoir pour étudier ses propriétés, car, comme nous l'avons indiqué plus haut, un grand nombre se dissolvant dans l'eau, doivent être reçus sur la cuve à mercure, et les autres sur la cuve à eau.

Le gaz ayant été étudié sous le rapport des propriétés que nous avons rapportées, on en mettra successivement en contact avec de la teinture de tournesol, de l'eau de chaux, ou même on y fera passer deux petites bandes de papier humectées, l'une colorée en bleu par le tournesol, l'autre teinte avec le tournesol rougi. Ces essais démontreront sur le champ si le gaz est acide ou alcalin ; quant à l'eau de chaux, sa précipitation en flocons blancs, lorsqu'on l'agitera avec une portion du gaz, manifestera aussitôt la présence du gaz acide carbonique.

Les propriétés respectives des gaz, ainsi que leurs caractères, ayant été exposés aux différents articles dans lesquels nous en avons traité, nous ne rappellerons pas ici ce que nous avons dit à cet égard. Nous répéterons seulement que c'est à la recherche de ces propriétés et à leur constatation, que l'opérateur doit s'appliquer pour résoudre le problème donné.

La séparation des gaz mélangés dans différentes proportions, repose sur des considérations chimiques déduites

même de leurs propriétés ; quelques exemples pris parmi les mélanges gazeux suffiront au lecteur pour en faire concevoir les principes.

1° *Mélanges d'azote et d'oxigène.* La détermination de leur rapport en volumes peut se faire par les deux méthodes que nous avons rapportées à l'analyse de l'air, c'est à dire par la combustion lente ou rapide du phosphore dans une quantité connue du mélange, ou par l'hydrogène dans l'eudiomètre à eau ou à mercure. (Voyez *Air*, son analyse.) En employant ce dernier moyen, on ne réussit qu'autant que l'oxigène n'est pas dans une trop petite proportion par rapport à l'azote, alors il est nécessaire d'ajouter au mélange une certaine quantité d'oxigène pur, dont on tient compte après la détonation dans l'eudiomètre avec l'hydrogène qu'on y a introduit.

2° *Mélanges d'azote et d'hydrogène.* Ces mélanges s'analysent toujours en brûlant l'hydrogène dans l'eudiomètre par un excès d'oxigène. L'absorption produite après l'inflammation, fait connaître le volume de l'hydrogène qui est toujours représenté dans cette circonstance par les 2/3 du volume des gaz combinés.

3° *Mélanges d'azote et de gaz acide carbonique.* En introduisant dans ces mélanges de l'eau de chaux ou une solution de potasse, et agitant légèrement, tout le gaz acide carbonique est absorbé, et le gaz azote reste libre ; par le volume du résidu on en conclut celui du gaz acide carbonique qui était mêlé à l'azote.

4° *Mélanges d'azote, d'oxigène et de gaz acide carbonique.* La séparation de ces trois gaz s'effectue facilement en appliquant les principes énoncés dans les 3 premiers paragraphes. L'acide carbonique est absorbé par une solution de potasse, l'oxigène par le phosphore et le gaz azote reste.

5° *Mélanges d'oxigène et de gaz acide sulfureux.* On

détermine facilement le rapport de ces deux gaz à l'aide d'une solution de potasse qui absorbe tout le gaz acide sulfureux et laisse le gaz oxigène.

6° *Mélanges de gaz acide sulfureux et d'acide carbonique.* Ces deux gaz étant absorbables par les solutions alcalines, on ne peut se servir de ce moyen. Des fragments de borax cristallisé placés dans ce mélange, absorbent tout le gaz sulfureux sans agir sur le gaz carbonique. M. Gay-Lussac a indiqué dernièrement un autre moyen de séparation par le peroxide de manganèse humecté. Ce moyen consiste à enduire de colle de pâte l'extrémité d'une baguette de verre, à la rouler dans du peroxide de manganèse pulvérisé, et à la porter dans la cloche contenant ce mélange; le gaz acide sulfureux est absorbé par le peroxide de manganèse, et transformé immédiatement en acide hyposulfurique qui reste uni au protoxide de manganèse.

7° *Mélanges de gaz hydrosulfurique et de gaz carbonique.* En introduisant dans un semblable mélange une solution d'acétate acide de plomb ou de nitrate de plomb, tout le gaz hydrosulfurique est décomposé par le protoxide de plomb et transformé en sulfure de plomb noir. Le gaz carbonique reste inabsorbé.

8° *Mélanges d'hydrogène bicarboné et de gaz carbonique.* Une solution de potasse caustique en opère facilement la séparation.

9° *Mélanges d'hydrogène protocarboné et d'hydrogène bicarboné.* Si l'on fait passer dans ce mélange, placé sur l'eau, un volume de chlore gazeux égal au sien, tout l'hydrogène bicarboné est absorbé et transformé en chlorure d'hydrogène bicarboné qui se condense sur les parois de la cloche, le gaz hydrogène protocarboné reste mêlé à l'excès de chlore qu'on absorbe ensuite par une solution de potasse.

10° *Mélanges d'hydrogène protocarboné et d'oxide de*

carbone. Ces mélanges peuvent être déterminés en en prenant d'abord la densité, et en en brûlant une portion dans l'eudiomètre à mercure avec un excès de gaz oxigène. Après l'inflammation par l'étincelle électrique, on mesure le résidu et on l'analyse par la potasse pour apprécier la quantité d'acide carbonique formé, et connaître par le nouveau résidu la quantité de gaz oxigène qui a été employée pour la combustion complète. En comparant alors les quantités d'oxigène qui ont disparu à celle qui existe dans le gaz carbonique formé, on parvient à connaître les proportions respectives de ces deux gaz.

Un moyen plus direct peut être employé en chauffant du soufre dans ce mélange introduit dans une cloche courbe sur la cuve à mercure : l'hydrogène carboné est décomposé, il se dépose du carbone, et il y a formation d'acide hydrosulfurique qui, restant mêlé à l'oxide de carbone, peut en être séparé par une solution de potasse caustique.

Mélanges d'hydrogène et d'hydrogène perphosphoré. Une solution de deutosulfate de cuivre, absorbe l'hydrogène perphosphoré en le décomposant, et laisse l'hydrogène intact. C'est par le même moyen qu'on analyserait un mélange d'hydrogène et d'hydrogène arsénié.

Mélanges de gaz hydrochlorique et de gaz carbonique. En absorbant ce mélange par un excès d'eau de barite il se produit du carbonate de barite insoluble et du chlorure de barium soluble. Le carbonate de barite recueilli et séché, fait connaître le poids de l'acide carbonique et par conséquent son volume à la température à laquelle on opère ; le volume du gaz hydrochlorique se déduit du poids du chlorure d'argent formé en versant du nitrate d'argent dans la liqueur qui contient le chlorure de barium, après en avoir saturé l'excès de barite par l'acide nitrique.

Les exemples que nous avons donnés ici permettent de se faire une idée de la méthode à mettre en pratique dans

les cas où un plus grand nombre de gaz seraient mélangés.

GÉLATINE. On connaît aujourd'hui sous ce nom un produit qui est le résultat de l'action prolongée de l'eau bouillante sur certains tissus des animaux. Ce produit que les anciens chimistes ont regardé comme un précipité immédiat du règne animal, a été ainsi nommé en raison de la propriété qu'il a de former avec l'eau une gélée transparente. La gélatine s'obtient dans les arts en faisant bouillir dans l'eau les rognures de peaux, les pieds des animaux, les os, les muscles, les tendons, etc., etc. Dans le commerce on la rencontre sous deux états : 1° Combinée à une grande quantité d'eau, elle constitue d'une part la gélée qu'on prépare par la coction de viandes et qu'on emploie comme aliment, et de l'autre la colle de peau, dont on fait un si grand usage dans les arts ; 2° desséchée et coulée en plaques transparentes, cassantes, plus ou moins colorées suivant les procédés employés. C'est sous ce dernier état qu'elle constitue la colle forte, la colle à bouche et les feuilles de gélatine qui servent aux dessinateurs pour calquer leurs desseins.

Propriétés. A l'état de pureté, la gélatine est incolore, transparente, dure et douée d'une forte cohésion. Elle est insipide et inodore, neutre, plus lourde que l'eau dans laquelle elle se ramollit, se gonfle, devient opaque et s'y dissout à l'aide d'une douce chaleur en formant un liquide sans couleur, qui, par le refroidissement, se prend en une gélée transparente. Cette faculté que possède la gélatine est telle que l'eau qui en contient un centième, d'après Bostock, se prend encore en gélée par le refroidissement de la solution. Chauffée seule, elle se ramollit, éprouve une demi-fusion, se boursoufle ensuite, et noircit en exhalant une forte odeur de corne brûlée, et laissant un charbon spongieux.

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard la gélatine est formée de :

Carbone.....	47,881	ou 7	atomes.
Oxigène.....	27,217	5	id.
Hydrogène...	7,914	14	id.
Azote.......	16,988	2	id.
	100,000		

Caractères distinctifs. 1° La gélatine se distingue d'abord des autres matières animales, à la propriété dont elle jouit de se dissoudre dans une petite quantité d'eau bouillante et de former une gelée par le refroidissement.

2° Dissoute dans une plus grande quantité d'eau distillée elle donne une solution qui n'est ni acide ni alcaline; les acides minéraux n'y forment aucun précipité ainsi que les solutions alcalines; la solution de chlore la trouble d'abord et y produit des filaments blancs, élastiques, qui sont une combinaison des deux corps; l'alcool versé dans une solution un peu concentrée de gélatine la coagule en une masse blanche, cohérente, élastique et un peu fibreuse. L'acétate de plomb et le sous acétate de plomb ne la précipitent point. Parmi les composés métalliques il n'y a que le protonitrate de mercure, le protochlorure d'étain et le sulfate de platine qui la précipitent. La gélatine en s'unissant avec le deutosulfate de platine, forme un précipité floconneux, brunâtre et visqueux.

3° L'acide tannique est de tous les composés organiques le seul qui s'unisse à la gélatine; il forme avec elle une combinaison si peu soluble qu'une solution qui en renferme 1/5000 est précipitée sensiblement par cet acide. Le même effet se produit avec toutes les infusions végétales qui contiennent une certaine quantité de cet acide au nombre de leurs éléments, telles sont l'infusion de noix de

galles, celle d'écorce de chêne et en général toutes les infusions astringentes.

La combinaison d'acide tannique et de gélatine, *ou le tannate de gélatine*, se présente en flocons blancs qui s'agglutinent en une masse cohérente élastique; elle est insoluble dans l'eau et dans l'alcool; par la dessiccation elle devient brunâtre, dure et cassante. La gélatine paraît s'unir en plusieurs proportions avec l'acide tannique qui seraient entre elles dans les rapports 1, 1 1/2 et 2. Suivant Bostock, le tannate de gélatine serait formé de 100 parties de gélatine et de 66,6 d'acide tannique.

Usages. La gélatine dissoute dans l'eau est employée pour découvrir l'acide tannique dans les analyses des plantes, le précipiter de leur infusion et le séparer ainsi des autres acides organiques avec lesquels il se trouve souvent mélangé. Par conséquent, il sert à reconnaître si l'acide gallique qu'on a extrait de certaines substances végétales n'en contient pas.

GEMME (Pierre). On donne ce nom dans les arts à certaines pierres dures, transparentes, homogènes et qui, après avoir été taillées, sont employées dans la joaillerie. Ces pierres sont pour la plupart des silicates d'alumine, de glucine, de chaux et de magnésie colorés par un oxide métallique, telles sont l'émeraude, l'améthyste, le rubis-spinelle, le saphir, etc. Les lapidaires placent improprement sur ce rang le diamant qui n'est point une pierre mais du carbone pur, comme nous l'avons dit à l'article *Carbone*.

GEMME (Sel). En minéralogie on donne ce nom au chlorure de sodium natif, qu'on trouve en masses solides dans le sein de la terre, à des profondeurs plus ou moins considérables.

GLUCINE. Oxide de glucinium. (*Oxide de glucium*, Berz.). C'est sous ce premier nom que Vauquelin a désigné

cet oxide métallique, lors de la découverte qu'il en fit en 1797.

La glucine a d'abord été trouvée en combinaison avec la silice et l'alumine dans l'*émeraude du Pérou* et le *béril*. On l'a rencontrée depuis dans d'autres minéraux. C'est en raison de la saveur douce et sucrée de ses composés avec les acides qu'on lui a donné le nom qu'elle porte (dérivé de γλυκὺς doux.)

Propriétés. La glucine pure est sous forme de poudre blanche, sans odeur ni saveur. Sa densité est de 2,967. Elle est insoluble dans l'eau, infusible au feu sans se durcir comme l'alumine. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, la dissolvent facilement en formant avec elle des sels solubles, remarquables par leur saveur douce et sucrée.

Composition. D'après des considérations déduites de l'analyse de ses sels, la glucine paraît formée de :

Glucinium....	68,53	ou 2 atomes.
Oxigène......	31,47	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{G}$ ou $G^2 O^3$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée seule au chalumeau elle ne subit aucune altération ; humectée avec la solution de protonitrate de cobalt et calcinée, elle forme une masse noire ou gris-sombre, et non bleue comme le fait l'alumine avec laquelle on peut la confondre.

2° Dissoute dans un acide elle fournit une solution incolore qui est précipitée par les alcalis caustiques, mais le précipité blanc gélatineux est redissous par un excès de potasse et de soude et non par l'ammoniaque. Cette dissolution est également précipitée par le carbonate d'ammoniaque et le précipité est redissous dans un excès de ce

sel. Cette propriété ne permet pas de confondre la glucine avec l'alumine qui est insoluble dans le carbonate d'ammoniaque.

3° Combinée à l'acide sulfurique et à une certaine quantité de sulfate de potasse elle ne donne pas de cristaux octaédriques d'alun comme en fournit l'alumine traitée de la même manière.

4° D'après M. Berzélius, une propriété caractéristique de la glucine consisterait en ce qu'en versant une solution chaude de fluorure de potassium dans une dissolution également chaude de glucine dans un acide, jusqu'à ce qu'on voie apparaître un précipité, il se déposerait par le refroidissement, sous forme de paillettes cristallines, un fluorure double de glucinium et de potassium. (*Traité de chimie*, tome II.)

GLUCINIUM. (*Glucium*, Berz.) Le glucinium radical métallique de la glucine n'a encore été obtenu que sous forme de poudre d'un gris-foncé, qui prend l'éclat métallique sous le brunissoir. Il est inaltérable à l'air à la température ordinaire, mais à une chaleur rouge il s'enflamme et brûle avec éclat en se couvertissant en une poudre blanche qui est de l'oxide de ce métal ou de la glucine. L'eau bouillante ne l'oxide pas. Les acides étendus le dissolvent avec dégagement de gaz hydrogène.

GLUTEN. On a donné ce nom à une matière végéto-animale qui existe dans beaucoup de graines, surtout dans toutes celles des céréales, et qu'on peut extraire de leur farine par des procédés mécaniques. Cette matière découverte par Beccaria a été regardée pendant longtemps comme un principe immédiat des végétaux. M. Taddéi a démontré qu'elle était composée au moins de deux substances. L'une soluble dans l'alcool qu'il a nommée *gliadine*, et l'autre insoluble dans ce liquide, désignée sous le nom de *zimome*. M. Berzélius regarde le premier principe comme

du *gluten pur*, et le second comme de *l'albumine végétale concrétée*.

Propriétés. Considéré dans l'état où on l'obtient par le lavage de la pâte de farine de froment, le gluten se présente en une masse molle, grisâtre, d'une odeur fade, doué d'une élasticité telle qu'on peut l'étendre et le tirer comme une membrane animale. Ainsi humide ou hydraté il contient 84 pour cent d'eau qu'il perd à une douce chaleur en se transformant en une matière dure, transparente et cassante comme de la corne; chauffé il se boursouffle, noircit, et se décompose en répandant une fumée d'une odeur de corne brûlée. Le gluten est insoluble dans l'eau froide; dans l'eau chaude il perd sa flexibilité; il est soluble dans les solutions alcalines et dans l'acide acétique faible. La dissolution du gluten dans cet acide est précipitée par le bichlorure de mercure et par l'infusion de noix de galles. Mis en macération avec de l'alcool, il se partage en ses deux principes, savoir en gliadine qui se dissout et en zimome qui reste insoluble.

La quantité de gluten contenue dans une graine céréale s'évalue en prenant une portion de sa farine, en faisant une pâte ferme avec de l'eau et malaxant cette pâte sous un filet d'eau. (Voyez *Farine*.)

GOMME. Produit immédiat des végétaux, très répandu dans leurs différents organes et qui en découle souvent spontanément. Sous ce nom on a compris plusieurs produits distincts qui s'accompagnent souvent dans la nature, et qui se rapprochent plus ou moins de la gomme arabique que l'on regarde comme le prototype de ce genre.

Les diverses espèces de gomme fournies par le règne végétal, tant indigènes qu'exotiques, sont formées d'après les travaux de M. Guérin Vary, tantôt par le même principe qui constitue la presque totalité de gomme arabique et qu'il a distingué sous le nom *d'arabine*, tantôt par cette

dernière espèce, unie à un autre principe, se gonflant dans l'eau sans s'y dissoudre, et qu'il a désigné sous le nom de *bassorine*.

L'arabine est transparente, incolore, insipide; elle est friable et présente une cassure vitreuse. Exposée à + 150, elle se ramollit et se boursouffle avant de se charbonner. Elle est inaltérable à l'air; l'alcool et l'éther sont sans action sur elle, l'eau la dissout facilement en formant une solution visqueuse qui est totalement précipitée en flocons blancs par l'alcool, et par le sous acétate de plomb; le persulfate de fer neutre y produit aussi un précipité gélatineux jaune rougeâtre. Traitée à chaud par cinq fois son poids d'acide nitrique faible, elle se décompose, en donnant pour résultat de l'acide oxalique et de l'acide mucique qui se précipite sous forme d'une poudre blanche peu soluble dans l'eau froide.

Cet acide dissous dans l'eau bouillante, s'en dépose par le refroidissement en poudre blanche, cristalline, croquant sous la dent; il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque des sels solubles, avec la chaux et la barite des sels insolubles. L'arabine fournit par l'acide nitrique les 16 centièmes de son poids d'acide mucique.

La bassorine est solide, incolore, inodore, demi-transparente lorsqu'elle est humide, et incristallisable; elle se pulvérise difficilement; mise dans l'eau chaude elle se gonfle beaucoup et ne se dissout point. Les acides concentrés la dissolvent à froid; traitée par l'acide nitrique à chaud, elle donne un peu d'acide oxalique et les 22 pour cent de son poids d'acide mucique.

Gomme adraganthe. Cette gomme qui exsude spontanément à travers l'écorce de *l'astragalus creticus* et de *l'astragalus tragacantha*, arbres de la famille des légumineuses, se présente en lanières blanches, contournées sur elles-mêmes. Mise dans l'eau elle se gonfle considéra-

blement, en formant avec elle un mucilage épais qui ne se dissout qu'en partie dans une plus grande quantité de ce liquide. La partie soluble, qui forme les 54 pour cent du poids de la gomme, est de l'arabine, et la partie insoluble qui donne une gelée très volumineuse avec l'eau est composée de ***bassorine*** et d'une petite quantité d'amidon que l'on rend visible par la coloration bleu violacé qu'y produit l'addition de quelques gouttes de solution d'iode.

La gomme adraganthe en poudre que l'on trouve dans le commerce est souvent mélangée à une certaine quantité de poudre de gomme arabique. Ce mélange fournit en général un mucilage moins épais que celui que produit comparativement à poids égal, la poudre de gomme adraganthe pur. Un moyen qui a été proposé par M. Planche pour reconnaître ce mélange lorsqu'il est fait dans une proportion de 1 partie de gomme arabique sur 19 de gomme adraganthe, consiste à faire un mucilage avec la gomme soupçonnée mélangée et à y verser en agitant continuellement quelques gouttes de teinture de gayac. Après quelques minutes de contact, le mélange devient d'une belle couleur bleue, tandis qu'il ne se colore pas lorsque la gomme adraganthe est pure. Quand la proportion de gomme arabique est très petite, la coloration n'a lieu qu'après deux ou trois heures de contact. (*Journal de pharmacie*, tome VI, page 16.)

Gomme arabique. Cette gomme qui est le prototype du genre, offre l'arabine presque à l'état de pureté. Elle découle spontanément des branches et du tronc de plusieurs *mimosa* qui croissent en Arabie et sur les bords du Nil.

La gomme arabique se présente dans le commerce en petits morceaux arrondis d'un côté, et creux de l'autre, transparents, durs, cassants, incolores ou légèrement colorés en jaune. Cette gomme est entièrement soluble dans l'eau, et donne à ce véhicule une consistance mucila-

gineuse et la propriété de mousser beaucoup par l'agitation. Cette solution se comporte avec les réactifs comme la solution d'arabine. (*Voyez* plus haut le caractère du genre Gomme.)

Cette espèce de gomme, indépendamment de l'arabine qui en forme la partie principale et essentielle, contient un peu de chlorophyle et de cire, du malate acide de chaux, de l'acétate de potasse et des chlorures de potassium et de calcium.

La gomme arabique pulvérisée qu'on vend dans le commerce est quelquefois mélangée, soit avec de l'amidon, soit avec de la farine de froment. On s'assure de cette fraude en en mettant une pincée dans l'eau froide et agitant pendant quelques instants; la gomme se dissout en peu de temps et la farine ou la fécule se précipite au fond du vase. La teinture d'iode peut servir immédiatement à reconnaître la fraude par la coloration violette ou bleue qu'elle détermine en moins de quelques minutes.

Gomme élastique. Nom vulgaire sous lequel on connaît le caoutchouc.

Gomme du pays. On donne ce nom à l'espèce de gomme qui découle de plusieurs arbres fruitiers indigènes, lors de la maturité de leurs fruits; cette gomme est composée *d'arabine,* de *bassorine* et de quelques sels alcalins (Guérin Vary); elle se présente desséchée sur les branches et le tronc des arbres en morceaux agglutinés, transparents, rougeâtres, souvent salis par des impuretés. Mise en contact avec l'eau, elle se gonfle un peu et ne se dissout qu'en partie.

Gomme du sénégal. Cette gomme produite par l'*acacia senegalensis*, jouit absolument des mêmes caractères et des mêmes propriétés physiques et chimiques que la gomme arabique; elle se présente le plus ordinairement en morceaux de grosseur variable, arrondies, rugueux à

leur surface, très durs, d'une cassure vitreuse, et d'une couleur qui varie entre le blanc et le jaune rougeâtre.

Gommes résines. On désigne en histoire naturelle sous ce nom des produits mixtes qui découlent des incisions pratiquées à différentes parties de quelques végétaux. Ces produits sont formés le plus ordinairement d'une résine, mêlée à une matière analogue à la gomme, et à une huile volatile qui leur communique souvent une odeur particulière. Les gommes résines ont la propriété de se dissoudre en partie dans l'eau et en partie dans l'alcool, caractères qui leur a valu le nom qu'elles portent. On en distingue un assez grand nombre qui sont employées, soit en médecine, soit dans les arts.

GRAPHITE. Nom sous lequel on connaît en minéralogie le carbone minéral ou plombagine, en raison de l'usage qu'on en fait pour la confection de cette espèce de crayon, désignée sous le nom de crayon de mine de plomb.

GRAVIERS. En médecine, on donne ce nom à de petits grains qui se déposent de l'urine dans la vessie humaine, y séjournent peu de temps et sont ensuite expulsés au dehors avec les urines. Ces graviers sont d'une couleur jaune rougeâtre, et formés presque toujours par de l'acide urique et quelquefois, mais rarement, par du phosphate de chaux. Leur présence constitue la maladie que l'on nomme *gravelle*. (Pour les caractères chimiques de ces graviers voyez *Calculs vésicaux*, *formés d'acide urique*).

GRÈS. Les minéralogistes désignent sous ce nom le sable siliceux presque pur, souvent aggloméré en masses très dures dans l'intérieur de la terre, ou formant à sa surface des rochers plus ou moins élevés. Le grès est quelquefois mêlé à un peu de calcaire, et souvent coloré en jaune par de l'hydrate de peroxide de fer.

GUEUSE. On donne ce nom dans les usines aux masses de fonte qui ont été coulées des hauts fourneaux dans des

rigoles pratiquées dans le sable ; elle se présente ordinairement sous la forme d'un prisme triangulaire de plusieurs pieds de longueur.

GYPSE. Nom que les anciens minéralogistes avaient donné au sulfate de chaux, il est encore usité pour désigner ce produit naturel.

H.

HÉMATINE. Principe colorant extrait du bois de campêche et auquel M. Chevreul a donné ce nom particulier.

Propriétés. L'hématine, à l'état de pureté se présente en petits cristaux qui ont beaucoup d'éclat et une couleur rosée un peu jaunâtre. Appliquée en couche mince sur une lame de verre, elle paraît blanche par réflexion et d'une couleur orange par transparence ; sa saveur est légèrement astringente ; chauffée elle se décompose en donnant de l'ammoniaque parmi les produits pyrogènés. L'eau en dissout 1/1000 de son poids, cette solution est rouge jaunâtre en masse et jaune en couche mince; l'alcool et l'éther la dissolvent aussi.

Les solutions d'hématine deviennent jaunes ou prennent une teinte rouge par les acides suivant, leur proportion, les alcalis la colorent en violet, en pourpre et en bleu, un excès de ces corps l'altère au contact de l'air. C'est en raison de ces effets particuliers que ce principe colorant peut être employé comme réactif de uns et des autres, mais on lui préfère généralement la teinture de tournesol.

HÉMATITE. Nom donné par les minéralogistes à une variété de fer oxidé rouge qu'on trouve en masses concrétionnées présentant un tissu fibreux; cette variété dont la surface est naturellement rougeâtre, prend l'aspect métallique gris par le poli. Sous le nom de *sanguine*, *ou pierre*

à brunir, on s'en sert pour polir certains corps et en particulier les métaux.

HOUILLE, vulgairement CHARBON DE TERRE. On désigne sous ce nom un combustible minéral qui fait partie constituante de la croûte du globe et qui est enveloppé dans des matières pierreuses. On en connait un grand nombre de variétés qui diffèrent les unes des autres par leur aspect et leurs propriétés; les diverses espèces de houille sont composées des mêmes éléments que les végétaux, le carbone, l'hydrogène, l'oxigène et quelquefois l'azote combinés dans des proportions variables, aussi les regarde-t-on comme un produit de l'altération plus ou moins profonde de plantes et d'arbres enfouis dans le sein de la terre, ou comme des bitumes solides mélangés avec les matières pierreuses qui constituent les roches dans lesquelles elles sont enfermées.

La houille se rencontre dans toutes les formations, depuis les plus modernes, jusque dans les formations dites intermédiaires. Elle a été divisée par les géologues en trois groupes. 1° La houille des terrains tertiaires, qu'on appelle *lignite*, parce qu'elle conserve souvent la structure du bois. 2° La houille des terrains secondaires, arénacés, ou calcaires, *c'est la houille proprement dite*; 3° La houille des terrains de transition à laquelle on donne le nom *d'anthracite* : (Voyez ce mot à l'article *Carbone.*)

Propriétés. La houille des terrains secondaires qui est plus employée comme combustible, est en général d'un beau noir presque toujours éclatant, sa cassure est conchoïde, inégale, lamelleuse ou schiteuse ; elle est fragile et peu dure. Sa densité varie de 1,160 à 1,600. Elle est peu hygrométrique par son exposition à l'air. Cette houille admet en mélange de l'argile, du carbonate de chaux, du fer carbonaté argileux, et le plus souvent de la pyrite ou persulfure de fer, ce qui nuit beaucoup à ses qualités.

Chauffée, elle donne à la distillation des gaz carburés propres à l'éclairage, des produits ammoniacaux et bitumineux, et laisse un résidu charbonneux, boursouflé et poreux désigné sous le nom de *coke*. Incinérée elle fournit une quantité de cendre dont la proportion varie entre 10 et 3 centièmes et qui est composé d'argile, de sable siliceux, de chaux, d'oxide de fer, et d'oxide de manganèse.

Composition. Dans les diverses espèces de houille les rapports des éléments sont très variables ; ainsi la proportion de carbone s'élève de 70 à 89 ; celle de l'hydrogène, de 2 à 5, et celle de l'oxigène de 14 à 24.

En minéralogie, les houilles sont divisées en six variétés d'après leur aspect ; savoir : 1° *houille schisteuse*, 2° *houille piciforme*, 3° *houille compacte*, 4° *houille lamelleuse*, 5° *houille esquilleuse*, 6° *houille grossière*.

Les Anglais divisent les houilles en quatre groupes : 1° *houille collante*, 2° *houille esquilleuse*, 3° *houille grasse*, 4° *houille compacte*.

D'après la manière dont la plupart se comportent au feu on les divise dans l'usage qu'on en fait en *houilles grasses*, et *houilles sèches*. Les premières se ramollissent et se boursouflent en se décomposant, les secondes conservent leur forme et ne s'agglomèrent pas au feu.

Usages. Les diverses espèces de houille peuvent remplacer le bois dans tous les usages, elles sont employées de préférence à celui-ci dans un grand nombre de circonstances, parce qu'elles chauffent plus fortement. Quoique leur pouvoir calorifique varie entre elles, il est, terme moyen, double de celui du bois sec. Dans les ateliers métallurgiques on admet, d'après l'expérience, que le pouvoir calorifique de la houille est à celui du bois : : 5 : 1 à volumes égaux, et : : 15 : 8 à poids égaux. Les qualités des houilles à gaz pour l'éclairage peuvent être déterminées par la distillation. Dans les usines on a reconnu qu'elles fournissent

par kilogramme de 180 à 200 et quelques fois 250 litres de gaz propre à l'éclairage. Ces gaz purifiés sont des mélanges, en proportion variable, d'hydrogène carboné, d'hydrogène bicarboné, d'hydrogène, d'oxide de carbure contenant des vapeurs d'un carbure d'hydrogène très volatil.

Les essais des houilles pour les différents usages industriels se font ordinairement *par distillation* pour connaître le volume et la nature des gaz qu'elles produisent au feu, par *incinération* du coke qui en provient, pour évaluer la proportion et la nature des cendres, et par conséquent celle de la matière combustible; la pyrite qui accompagne fréquemment les houilles nuit beaucoup à leur qualité. Dans une foule d'opérations ou on doit faire usage de ce combustible, il est important d'en déterminer la quantité par le moyen suivant. Après avoir fait chauffer la houille pulvérisée avec une certaine quantité d'eau régale jusqu'à ce que ce composé ne dissolve plus rien, on étend d'eau la dissolution, et on y verse du chlorure de barium. L'acide sulfurique formé par l'oxidation du soufre est précipité alors à l'état de sulfate de barite insoluble, dont le poids fait connaître celui du soufre et par suite celui de persulfure de fer : il est encore possible de précipiter par l'ammoniaque, le peroxide de fer dissous qui reste dans la liqueur surnageante, et de déduire de son poids celui de la pyrite; car 100 de peroxide de fer anhydre équivalent à 152 de pyrite.

HUILES. On comprend généralement sous cette dénomination des produits immédiats des végétaux, la plupart fluides à la température ordinaire, visqueux, doux au toucher, inodores ou pourvus d'odeur, insipides ou possédant une saveur âcre, chaude, plus ou moins inflammables à une température élevée. Sous le rapport de leurs diverses propriétés, elles sont partagées en deux groupes : 1° les huiles essentielles ou volatiles, 2° les huiles fixes ou grasses.

Ces dernières sont divisées en huiles siccatives et huiles non siccatives.

Huiles essentielles. (*Essences ou huiles volatiles.*) C'est dans ces huiles particulières que réside la propriété odoriférante des plantes. On en trouve dans les différentes parties des végétaux; certaines plantes en contiennent dans toutes leurs parties. La plupart s'obtiennent par distillation avec de l'eau; un petit nombre s'extrayent par expression des substances qui les renferment.

Propriétés. Les huiles essentielles diffèrent beaucoup les unes des autres par leurs propriétés physiques. Elles sont le plus souvent liquides à la température ordinaire et sans viscosité, leur odeur est forte et différente pour chacune d'elles, leur saveur est âcre, chaude, et irritante : elles varient beaucoup en couleur; quelques unes sont incolores, d'autres jaunes, rouges, brunes ou vertes. Leur densité généralement moindre que celle de l'eau distillée varie de 0,847, à 1,096. Leur point d'ébullition au dessus de + 100 s'élève dans quelques unes jusqu'à + 160° et au delà. Chauffées à l'air, elles se volatilisent sans altération, mais en vases fermés, elles se décomposent en partie; chauffées avec de l'eau, elles se volatilisent avec ce liquide sans éprouver de décomposition, et c'est sur ce principe qu'est fondée leur extraction. Les huiles essentielles se congèlent à différentes températures, quelques unes sont solides à la température ordinaire, d'autres se solidifient à 0 ou au dessous. A l'air libre, elles brûlent à l'approche d'un corps en combustion avec une flamme très intense, et en produisant beaucoup de fuliginosités. Exposées à l'air, ces huiles changent de couleur, surtout sous l'influence de la lumière, elles deviennent plus foncées, et s'épaississent en absorbant de l'oxigène.

Composition immédiate. Les huiles essentielles ou volatiles sont formées, pour la plupart, de deux principes, l'un solide et l'autre liquide, qui se séparent l'un de l'autre

par le refroidissement ; M. Berzélius a cru devoir désigner le premier sous le nom de *stéaroptène*, et le second par le nom d'*éleoptène*.

Composition élémentaire. Sous le point de vue de leur constitution élémentaire, les huiles essentielles peuvent être partagées en deux sections : 1° les huiles composées de carbone et d'hydrogène ; 2° en huiles qui contiennent en outre de l'oxigène. L'huile de citron, de térébenthine, le stéaroptène de l'huile de rose, appartienent à la première série ; l'huile d'anis, de lavande, de menthe, de romarin, se trouvent placées dans la seconde.

Caractères distinctifs. Les huiles essentielles se distinguent facilement des autres produits organiques par les propriétés physiques que nous avons exposées ci-dessus.

2° Placées sur un papier joseph, elles le pénétrent promptement comme le ferait une huile grasse, mais la tache produite disparait entièrement si elles sont pures, lorsqu'on vient à chauffer modérément le papier.

3° L'eau n'a qu'une faible action sur ces huiles, cependant elle en dissout assez par l'agitation pour contracter leur odeur et leur saveur caractéristiques.

4° L'alcool concentré les dissout toutes sans exception, tandis que l'alcool faible ou aqueux n'a que peu d'action sur certaines d'entre elles, telles sont les huiles de citron et de térébenthine. La solution alcoolique des huiles volatiles ou essentielles est troublée sur le champ par l'eau qui s'unit à l'alcool et en sépare les essences.

5° L'éther sulfurique jouit aussi de la propriété de les dissoudre avec facilité.

Des sophistications qu'on fait subir dans le commerce aux huiles essentielles. (Moyens de les reconnaître.)

Huile essentielle mêlée d'huile grasse ou de résine. On découvre cette fraude en en mettant quelques gouttes

sur du papier joseph et l'exposant à une douce chaleur, l'huile essentielle se vaporise, tandis que l'huile grasse et la résine restent sur le papier et y produisent une tache. L'alcool appliqué sur la tache la fait disparaître si elle est formée par la résine, tandis qu'elle reste si c'est l'huile grasse qui en fait la base. Cette dernière peut encore être reconnue en agitant l'huile essentielle suspecte avec trois à quatre fois son volume d'alcool à 84° cent., l'huile grasse reste insoluble au fond du vase.

Huile essentielle additionnée d'alcool ou esprit de vin. Lorsque la proportion d'alcool est un peu grande on peut la découvrir en agitant dans un tube de verre bouché par un bout et gradué, un volume d'huile avec un égal volume d'eau distillée. Après l'agitation et quelque temps de repos, l'eau est devenue laiteuse et a augmenté de volume en dissolvant l'alcool qui était mêlé à l'huile, tandis que celle-ci surnage l'eau en occupant un moindre volume.

D'après les observations curieuses de M. Béral, le potassium peut servir avec avantage pour reconnaître avec certitude un douzième d'alcool dans toutes les huiles essentielles, et même un vingt-cinquième dans plusieurs. Dans toute huile essentielle pure un petit morceau de potassium qu'on y plonge n'exerce qu'une action peu sensible et souvent nulle pendant dix minutes et plus; si au contraire on reporte le même métal dans une huile essentielle contenant une petite quantité d'alcool, il prend aussitôt la forme ronde et l'aspect brillant d'un globule de mercure, il s'agite, s'oxide aux dépens de l'eau contenue dans l'alcool, et disparait plus ou moins promptement avec un léger bruit.

Pour expérimenter par ce moyen, on met dans un verre de montre, ou une petite capsule de porcelaine, 12 gouttes d'huile volatile et on y porte un petit morceau de potassium de la grosseur d'une tête d'épingle; si ce métal peut rester

dix ou quinze minutes sans s'oxider et disparaître entièrement, l'huile est exempte d'alcool ou n'en contient pas un vingt-cinquième. Dans toute huile où le potassium disparait en entier en moins de cinq minutes il y a plus d'un vingt-cinquième d'alcool, enfin, si ce métal plongé dans l'huile disparaît en moins d'une minute, l'huile essayée doit en contenir au moins un quart de son volume. (*Journal de chimie médicale*, tome III, page 383.) D'après M. Béral, l'huile essentielle de térébenthine paraît faire exception aux autres huiles, car elle se comporte avec le potassium comme si elle contenait une petite quantité d'alcool. Cet effet ne serait-il pas dû à ce que celle essayée par M. Béral contenait un peu d'humidité? Toutefois, si ce résultat se vérifie sur de l'huile de térébenthine bien desséchée, il permettrait de reconnaître aussi sa présence dans les autres huiles essentielles.

Huiles essentielles mélangées avec d'autres huiles essentielles plus communes et moins chères. Cette espèce de falsification, fort difficile à découvrir dans beaucoup de circonstances, ne peut être reconnue qu'à l'odeur et à la saveur des huiles, et en les comparant à d'autres huiles essentielles sur la pureté desquelles on est assuré. En versant sur un morceau d'étoffe quelques gouttes de l'huile et agitant l'étoffe dans l'air pour favoriser la vaporisation, on peut distinguer, en flairant de temps en temps, si l'odeur au commencement est la même qu'à la fin de l'évaporation, et par conséquent si l'huile est mélangée avec une autre huile plus ou moins volatile. Ce moyen permet de reconnaître facilement l'huile de térébenthine qui serait ajoutée à une autre huile.

Usages. Les huiles essentielles sont très employées en médecine, en pharmacie et dans les arts. La propriété qu'elles ont de dissoudre les corps gras, huileux et résineux, sans agir sur d'autres produits organiques et inorganiques, les fait employer quelquefois dans les labora-

toires pour opérer leur séparation des derniers. C'est ainsi qu'on peut avec avantage mettre à profit leur action dissolvante dans l'examen des pommades et onguents, afin d'en isoler les substances minérales qu'ils contiennent.

Huiles fixes ou grasses. Ces huiles se rencontrent principalement dans certaines semences ou dans le péricarpe de certains fruits. On les obtient par expression à la température ordinaire, après avoir pilé les diverses parties des végétaux qui les contiennent. Quelques unes, mais c'est le plus petit nombre, se préparent en faisant bouillir les semences dans l'eau.

Propriétés générales. Les huiles grasses sont presque toutes liquides à la température ordinaire, ou le deviennent à une légère chaleur, elles sont jaunes verdâtres, visqueuses, sans saveur bien distincte, leur odeur nulle pour quelques unes d'entre elles, se rapproche dans d'autres de l'odeur des parties des plantes d'où elles ont été extraites. Elles sont sans action sur le papier de tournesol, leur densité varie entre 0,915 et 0,936. Leur consistance est variable; exposées à une basse température elles se congèlent à des degrés très différents. Chauffées elles ne se volatilisent pas, mais lorsqu'elles ont acquis une température de $+ 300$ à $+ 320°$ elles se décomposent en donnant des produits liquides et gazeux qui peuvent s'enflammer alors à l'approche d'un corps en combustion. Les huiles grasses sont complètement insolubles dans l'eau, elles s'y mêlent par l'agitation, mais s'en séparent bientôt par le repos. L'alcool froid n'en dissout qu'une très faible proportion, mais à chaud il en dissout un peu plus. L'huile de ricin fait une exception remarquable par sa solubilité dans l'alcool. L'éther sulfurique, au contraire, les dissout très bien, même à froid, ce qui permet d'employer avec avantage ce liquide dans l'analyse organique pour les extraire des matières qui en contiennent. Les huilles essentielles

jouissent aussi de la propriété de dissoudre les huiles grasses. Un certain nombre d'huiles grasses s'épaississent par leur exposition à l'air en absorbant l'oxigène de l'air, telles sont les huiles qu'on appelle *siccatives*; d'autres ne se dessèchent pas, deviennent plus consistantes et prennent une odeur et une saveur désagréables, ce qui constitue la *rancidité*. Dans cette altération elles deviennent légèrement acides.

Composition immédiate. Toutes les huiles grasses sont formées de deux principes, dont l'un est moins solide à la température ordinaire, et l'autre fluide. Le premier, en raison de sa consistance, a été nommé *stéarine*, et le second a été désigné sous le nom d'*oléine*. C'est aux divers rapports de ces deux principes qu'il faut attribuer la propriété qu'ont certaines huiles de se congeler plus ou moins promptement au fur et à mesure que la température s'abaisse.

Composition élémentaire. Quoique les huiles varient beaucoup moins dans leur composition que les autres produits organiques, le rapport des éléments d'une espèce d'huile à une autre n'est pas la même. Les proportions de carbone varient de 74 à 77 centièmes, celles de l'hydrogène 10 à 13, et celle de l'oxigène 9 à 14.

Caractères distinctifs. Les huiles grasses, à part les propriétés physiques qui peuvent servir à les distinguer, présentent les caractères chimiques suivants :

1° Projetées sur un charbon ardent ou une spatule rougie au feu, elles se vaporisent en se décomposant et exhalant une odeur particulière caractéristique.

2° Elles sont sans action sur le papier bleu de tournesol; l'alcool bouillant les dissout à chaud et les laisse précipiter pour la plus grande partie par le refroidissement.

3° Mises en ébullition avec une solution concentrée de potasse ou de soude caustiques, elles se dissolvent en se

transformant en savons solubles; la plupart par suite de leur décomposition, donnent de l'acide margarique, de l'acide oléique, et de la glycérine.

4° Les produits de la saponification des huiles par les alcalis peuvent être séparés par l'intermède des acides minéraux ou végétaux, qui isolent les acides margarique et oléique des combinaisons qu'ils avaient contractées avec ces bases. (Voyez *Savons.*)

Le nombre des huiles grasses végétales étant considérable, nous n'exposerons ici que celles qui ont un emploi plus général, en indiquant les falsifications que l'on fait subir à quelques unes et les moyens de les constater.

Huile d'amande douce ou amère. Cette huile qu'on prépare en soumettant à la presse des amandes douces pilées, est privée par la filtration du mucilage qu'elle entraîne pendant cette opération

Propriétés. L'huile d'amande est inodore, d'une saveur douce, sans aucun arrière goût âcre, elle a une couleur jaune ambrée. Sa densité varie de 0,917 à 0,920; d'après M. Braconnot, elle se congèle à — 10°, et abandonne de la stéarine dont la quantité s'élève à 24 pour cent d'huile Cette huile est particulièrement employée en médecine. Celle qu'on trouve dans le commerce est parfois mélangée à de l'huile d'œillette. On prétend que cette falsification peut se reconnaître à la saveur que présente le mélange, et de plus aux bulles d'air qui se fixent à la surface de l'huile lorsqu'elle a été agitée dans un flacon pendant quelque temps.

Huile d'oeufs. Cette huile, employée en médecine, s'obtient en exprimant entre des plaques de fer chaudes des jaunes d'œufs durcis et chauffés. Elle est en partie fluide et solide, d'une belle couleur jaune orangé, d'une odeur particulière et d'une saveur douce et agréable. L'huile d'œufs qu'on vend dans le commerce de la droguerie n'est

souvent qu'une huile fixe colorée en jaune par la racine de curcuma. On reconnaît facilement cette fraude à la plus grande fluidité de l'huile, à ce qu'elle est alors dépourvue de l'odeur caractéristique qui la distingue; enfin, en la traitant par une solution de potasse caustique elle se côlore bientôt en rouge foncé par l'action de cet alcool sur la matière colorante du curcuma.

Huile d'olive. Cette huile extraite par expression du péricarpe des olives, *olea europæa* de L, varie dans quelques uns de ses caractères d'après le mode de préparation, suivant les pays, et surtout en raison de son ancienneté. On en distingue trois sortes dans le commerce : *l'huile vierge ou surfine*, *l'huile fine* et *l'huile commune*; la première est obtenue par une douce pression à froid, la seconde par une pression plus forte et à l'aide de l'eau bouillante; enfin on se procure la troisième en faisant bouillir avec de l'eau le marc des olives déjà exprimées.

Propriétés. L'huile d'olive pure est onctueuse, très transparente, d'une saveur douce, d'une couleur tantôt verdâtre, tantôt d'un jaune pâle. Sa densité est de 0,919 à + 12° ; elle se congèle facilement à quelques degrés au-dessus de zéro, et laisse déposer de le stéarine, à 0 elle est entièrement solidifiée.

De toutes les huiles végétales fixes, l'huile d'olive, en raison de son importance commerciale et de ses usages, est celle qu'on falsifie le plus souvent, en y ajoutant des huiles de graines moins chères, et particulièrement de l'huile d'œillette ou de graines de pavot. Cette fraude peut être distinguée par plusieurs moyens qui ont été proposés successivement.

1° Les caractères qui font distinguer l'huile d'œillette de l'huile d'olives, sont la saveur qui sans être désagréable dans la première est bien différente de celle de l'huile d'olive; l'*odeur*, la *viscosité* qui est telle qu'en agitant l'huile

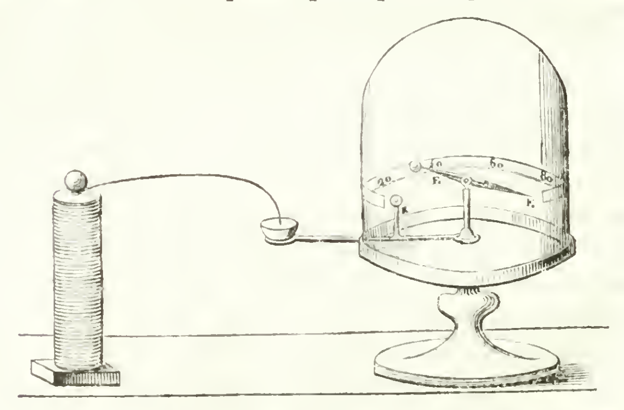
d'œillette dans une bouteille, il s'y forme des bulles d'air qui s'élèvent à la surface quand on cesse de remuer, se disposent à la surface de l'huile les unes à côté des autres, et forment ce qu'on appelle un *chapelet*, ces bulles ainsi disposées persistent plus longtemps que celles qui se font remarquer dans l'huile d'olive qui a été agitée et abandonnée à elle-même. Enfin la congélation de l'huile d'olive au dessus de zéro permet de la distinguer de l'huile d'œillette qui ne se congèle qu'à plusieurs degrés au dessous de cette température.

Ce moyen souvent employé par les commerçants, s'exécute en mettant une faible quantité d'huile à essayer dans un tube de verre mince que l'on plonge dans la glace en fusion : l'huile se congèle d'autant plus vite qu'elle contient moins d'huile d'œillette ; 2 parties d'huile d'olive et 1 partie d'huile d'œillette restent liquides même à zéro.

Un second moyen a été recommandé par M. Poutet de Marseille; il est fondé sur la propriété que possède l'huile d'olive pure d'être concrétée au bout d'un certain temps par son mélange avec une dissolution de mercure dans l'acide nitrique. Cette liqueur d'essai se prépare en dissolvant à froid 6 parties de mercure dans 7 parties 1/2 d'acide nitrique à 38° ; pour opérer avec cette liqueur, on prend 12 parties d'huile et une partie de la dissolution mercurielle qu'on agite de temps en temps dans un tube gradué ; le mélange s'épaissit peu à peu , et au bout de vingt-quatre heures il est pris en une masse solide, de la consistance du beurre fondu. Si l'huile d'olive est mêlée à quelque autre huile végétale, celle-ci se prend en bouillie de la consistance de l'huile figée, mais ne forme point de masse dure, et à mesure que la quantité d'huile étrangère augmente, la consistance de ce mélange diminue. Lorsque la proportion d'huile de graine est un peu forte, elle reste liquide après l'opération, et on peut alors juger de sa quan-

tité. Cette épreuve, par la dissolution mercurielle, présente beaucoup moins de certitude depuis que M. Félix Boudet a démontré que d'autres huiles pouvaient se coaguler par cette dissolution, et surtout par l'acide hyponitrique qu'elle contient. L'action de l'acide hyponitrique sur les huiles, leur solidification dans des temps différents, comme l'a démontré M. Félix Boudet, fournit, suivant lui, un moyen plus précis de déterminer la pureté de l'huile d'olive. (Voyez *Acide hyponitrique, ses usages comme réactif.*)

M. Rousseau a proposé, il y a une quinzaine d'années, une autre méthode pour reconnaître la pureté de l'huile d'olive, qui est fondée sur la propriété qu'elle possède de ne conduire que très difficilement l'électricité, tandis que les autres huiles végétales la transmettent facilement. Ce moyen nécessite l'emploi d'un appareil particulier qu'il a désigné sous le nom de *diagomètre*, et dont nous allons faire connaître ici les parties principales, fig. A.



A est une cloche en cristal reposant sur un plateau mobile de résine RR; au milieu de ce plateau est fixée une tige métallique très fine qui supporte une aiguille faiblement aimantée EE, portant à l'une de ses extrémités un petit disque de clinquant. Une tige métallique horizontale

fait communiquer le support de l'aiguille avec une petite capsule de métal contenant l'huile à essayer; sur le trajet de cette tige horizontale s'élève une deuxième tige K terminée à la hauteur de l'aiguille par un autre disque en clinquant, enfin une petite pile galvanique sèche P, construite avec de petites rondelles de zinc et de cuivre entre lesquelles on place des rondelles de papier huilé avec de l'huile d'œillette, est placée verticalement à une petite distance. On établit sa communication avec la petite capsule, au moyen d'un fil de platine.

Pour expérimenter à l'aide de cet appareil on tourne le plateau mobile de résine, jusqu'à ce que l'aiguille aimantée étant dans le méridien magnétique, le petit disque qu'elle porte vienne toucher le disque de la tige verticale K. On met alors dans la petite capsule de l'huile et on établit la communication avec la pile. Lorsqu'on fait usage d'huile d'olive pure, on n'aperçoit aucun mouvement dans l'aiguille; mais si elle est mélangée d'huile d'œillette ou de toute autre huile de graines, l'aiguille est aussitôt déviée par le passage de l'électricité qui détermine une répulsion entre les deux disques et les tient à une certaine distance l'un de l'autre.

La conductibilité de l'huile est mesurée par l'arc de cercle parcouru sur la circonférence de la cloche, et par le temps que l'aiguille met pour atteindre son plus haut degré de déviation. Moins l'huile est conducteur de l'électricité, plus la déviation est lente. D'après les expériences de M. Rousseau, l'huile d'olive conduit 675 fois moins bien l'électricité que toute autre huile végétale. On peut avec l'appareil que nous avons décrit, reconnaître un centième d'huile étrangère ajoutée à l'huile d'olive.

Huile d'oeillette. Sous ce nom on désigne dans le commerce l'huile obtenue par expression des graines torréfiées du pavot. Cette huile qu'on emploie comme aliment

dans certains pays, ressemble un peu par sa couleur, son aspect à l'huile d'olive; sa densité est un peu plus grande, elle est de 0,924 à + 15°, cette huile est un peu plus visqueuse, inodore et insipide, sa congélation n'a lieu qu'à—18°. Pour ses caractères, voir ceux que nous avons établis à l'article *Huile d'olive.*

Huile de lin. Cette huile retirée des graines du lin, est d'un jaune clair ou d'un jaune brunâtre, elle a une saveur et une odeur particulières.

Sa densité est de 959 à + 12°; sa congélation n'a lieu qu'à — 27,5. Exposée à l'air elle s'épaissit et se dessèche peu à peu; chauffée avec de la litharge en poudre fine elle en dissout une certaine quantité, de manière à se dessécher ensuite plus promptement à l'air. Cette huile ainsi préparée pour l'usage de la peinture devient plus siccative, elle est connue sous le *nom d'huile de lin cuite.* On reconnaît la présence de l'oxide de plomb qu'elle contient en en étendant une couche mince sur du papier et y versant une solution d'acide hydrosulfurique ou de sulfure de potassium, elle noircit immédiatement par la formation du protosulfure de plomb.

Huile de ricin. L'huile de ricin, désignée encore sous le nom d'huile de *palma christi*, dont l'emploi est si fréquent en médecine, s'obtient par expression des semences mondées du ricin. (*Ricinus communis.*)

Propriétés. Cette huile est peu fluide, visqueuse, incolore ou légèrement colorée en jaune; elle est sans odeur, d'une saveur douce et fade, mais sans aucune acreté quand elle est pure et récente. Sa densité est de 0,969 à + 12°. A — 18° elle se solidifie en une masse jaune, transparente.

Par son exposition à l'air elle rancit, devient plus épaisse, plus visqueuse, et se dessèche ensuite. L'huile de ricin présente une différence importante avec les autres huiles, par sa solubilité dans l'alcool à 40°. Cette propriété permet

non seulement de la distinguer, mais encore de constater facilement si celle qu'on trouve dans le commerce est mélangée avec une autre huile fixe, d'un prix moins élevé. Pour s'assurer de la pureté de l'huile de ricin, on en met une petite quantité dans un tube gradué et on y verse dessus 6 ou 8 fois son volume d'alcool à 40°. Après une vive agitation on laisse reposer, l'alcool dissout toute l'huile de ricin, et laisse intacte l'huile étrangère qui y a été ajoutée.

Cette propriété de l'huile de ricin ainsi que les produits particuliers qu'elle fournit par la saponification et la distillation, établissent sa nature particulière comme l'ont prouvé les expériences de MM. Bussy et Lecanu.

Les autres huiles fixes employées dans les arts, telles que celles de colza, de navette, de chenevis, de noix, de noisette, présentent des propriétés chimiques plus ou moins analogues à celles des huiles que nous avons précédemment décrites.

Huile de vitriol. Nom ancien et vulgaire de l'acide sulfurique. (*Voyez* ce mot.)

HYDRACIDES. Terme adopté pour désigner une classe d'acides formés par l'union d'un radical simple ou composé électro-négatif avec l'hydrogène. Les hydracides d'après M. Berzelius se partagent en deux sections, en hydracides des corps halogènes tels sont les acides hydrochlorique, hydriodique, hydrobrômique, hydrofluorique, hydrocyanique, et en hydracides des corps amphigènes, tels sont les acides hydrosulfurique, hydrosélénique, hydrotellurique, etc. Dans leur combinaison avec les oxides métalliques, les hydracides se décomposent toujours de manière que leur radical s'unit au métal de l'oxide, tandis que l'oxigène de celui-ci se porte sur l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau. Les corps électro-négatifs ne forment qu'une seule série d'acides en s'unissant à l'hydrogène.

Dans les uns le rapport en volume du radical à l'hydrogène est :: 1 : 1 ; dans quelques autres :: 1 : 2 :

HYDRATES. On donne ce nom aux combinaisons solides que forme l'eau avec quelques corps simples et un grand nombre de corps composés. Ces combinaisons dans lesquelles l'eau est retenue avec une plus ou moins grande force se font dans des proportions définies. C'est entre les oxides métalliques et l'eau que les premières observations sur les hydrates ont été faites ; depuis on a reconnu que beaucoup d'autres corps pouvaient s'unir à l'eau et produire des composés particuliers.

Dans quelques hydrates, l'eau est dégagée par l'action seule du calorique, quelques uns sont indécomposables par cet agent, dans d'autres il est nécessaire de faire intervenir des corps dont l'affinité plus puissante chasse l'eau qui était combinée.

C'est à l'état d'hydrates que se trouvent la plupart des acides liquides et cristallisés qu'on emploie dans les arts et en médecine, ainsi qu'un certain nombre d'oxides métalliques. L'eau de cristallisation des sels peut être considérée comme formant un véritable hydrate avec le sel anhydre. Dans toutes ces combinaisons où l'eau entre comme élément nécessaire, il y a d'après les observations de M. Berzelius un rapport simple entre l'oxigène de l'oxide ou de l'acide et l'oxigène de l'eau.

Quelques matériaux organiques paraissent susceptibles de s'unir en proportions définies avec l'eau, et de former de véritables hydrates. D'après les observations de M. Chevreul, les tissus organiques eux-mêmes doivent à l'eau qui leur est combinée, l'élasticité et la compressibilité qu'ils possèdent, propriétés qu'ils perdent par la dessiccation à une douce chaleur, et qu'ils reprennent par leur immersion dans l'eau toute celle qu'ils contenaient d'abord.

HYDRIODATES. Classe de sels formés par l'union de

l'acide hydriodique avec les bases salifiables. Ces combinaisons n'existent réellement qu'à l'égard des bases organiques et de l'ammoniaque, car les oxides métalliques sont décomposés par leur contact avec l'acide hydriodique et transformés en iodures. (Voyez *Iodures* pour les caractères généraux attribués aux hydriodates.)

Hydriodate de potasse. (Nom sous lequel on a d'abord désigné *l'iodure de potassium*, voyez ce mot.)

HYDROBRÔMATES ou BRÔMHYDRATES. Classe de sels formés par l'acide hydrobrômique. (Voyez *Brômures* pour les caractères attribués à ces sels.)

HYDROCHLORATES ou CHLORHYDRATES. Genre de sels produits par l'union de l'acide hydrochlorique avec les bases salifiables. (Voyez *Chlorures métalliques* pour les caractères attribués à ces sels.)

Hydrochlorate d'ammoniaque ou Chlorhydrate d'ammoniaque. (*Sel ammoniac*, *muriate d'ammoniaque* des anciens chimistes. *Chlorure ammonique*, Berz.) D'après l'opinion de ce savant chimiste sur la composition des sels ammoniacaux, ce sel serait un composé de chlore et d'ammonium, par conséquent dans l'union du gaz ammoniac avec l'acide hydrochlorique, l'hydrogène de ce dernier se porterait sur l'ammoniaque pour constituer l'ammonium, qui resterait uni au chlore et formerait un chlorure d'ammonium correspondant aux autres chlorures alcalins. Cette hypothèse fait donc disparaître les hydrochlorates, hydriodates et hydrobrômates d'ammoniaque, comme sels particuliers en les rapprochant de la théorie des chlorures, brômures, iodures, etc.

L'hydrochlorate d'ammoniaque qui est connu si généralement sous ce nom, existe en petite quantité dans le règne minéral et dans le règne organique. Mais tout celui qu'on trouve dans le commerce est un produit artificiel. Autrefois on tirait ce sel de l'Égypte, où on l'extrayait par

sublimation de la suie produite par la combustion de la fiente des chameaux ; mais ajourd'hui tout celui qui est livré aux besoins des arts, est préparé en Europe avec l'ammoniaque qui se forme dans la distillation des os ou autres matières animales azotées.

Propriétés. Le sel ammoniac se rencontre dans le commerce sous forme de pains hémisphériques, blancs, demi-transparents, compactes, et d'une cassure fibreuse. Il n'a point d'odeur, sa saveur est âcre et piquante. Sa densité est de 1,450. Ainsi sublimé il est assez dur et tenace pour fléchir sous le pilon avant de se réduire en poudre. Exposé à l'action du calorique il se volatilise sans fondre et sans éprouver d'altération. A l'air sec il ne s'altère pas, mais à l'air humide il s'humecte et est déliquescent. L'eau à + 100 en dissout un poids égal au sien, à + 15 il faut 2,72 parties d'eau pour dissoudre 1 partie de ce sel. Sa solution aqueuse concentrée cristallise ordinairement en aiguilles disposées comme les barbes d'une plume, et d'autres fois en cubes ou en octaèdres.

Composition. Ce sel est formé de volumes égaux de gaz hydrochlorique et de gaz ammoniac, ou en poids de :

Acide hydrochlorique.	67,67	ou 2 atomes.
Ammoniaque........	32,33	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $2Ch^1 H^1 + 2N^1 H^3$. Considéré comme chlorure d'ammonium, la formule est alors $Ch^2 + N^2 H^8$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé sur un charbon incandescent, l'hydrochlorate d'ammoniaque se réduit totalement en vapeurs blanches d'une odeurpiquante. Si la calcination se fait dans un tube bouché, il se sublime sans résidu en une matière blanche.

2° Mis en contact avec de l'acide sulfurique hydraté il se décompose avec effervescence vive et dégagement de

gaz hydrochlorique qui apparait dans l'air sous forme de vapeurs blanches d'une odeur acide très piquante.

3° Traité par l'eau il se dissout facilement en produisant un abaissement de température; la solution aqueuse est neutre; elle produit avec le nitrate d'argent et le protonitrate de mercure des précipités floconneux blancs insolubles dans l'eau et l'acide nitrique, le premier précipité se redissout peu à peu dans un excès d'ammoniaque pure. Les solutions de carbonate de potasse et de cyanure de fer et de potassium ne produisent aucun effet apparent avec la solution de cet hydrochlorate, le premier sel détermine seulement un dégagement d'odeur ammoniacale due au carbonate d'ammoniaque qui s'est formé.

4° Si l'on triture à sec dans un petit mortier d'agate ou de porcelaine une petite quantité d'hydrochlorate d'ammoniaque avec un peu d'hydrate de potasse ou de la chaux en poudre, il se dégage à l'instant une forte odeur d'ammoniaque.

Usages. L'hydrochlorate d'ammoniaque est employé dans les recherches d'analyse minérale pour précipiter le bichlorure de platine avec lequel il forme un précipité jaune orangé peu soluble dans l'eau froide. C'est sur cette précipitation qu'est fondée la séparation de ce chlorure de quelques autres chlorures métalliques solubles. On l'emploie en solution dans l'eau saturée à la température ordinaire.

Cette même solution de sel ammoniac peut servir à séparer l'alumine dissoute dans une solution de potasse, elle a un avantage, c'est que l'alumine étant insoluble dans cette solution, on peut en mettre un excès sans craindre d'en redissoudre la plus petite quantité, ce qui peut arriver quand on sature la solution alcaline par un acide et qu'on en a mis un léger excès. La glucine dissoute dans la potasse est également précipitée par la solution d'hydro-

chlorate d'ammoniaque. Dans ces précipitations on conçoit que la potasse en réagissant sur le sel ammoniac en attire l'acide hydrochlorique qu'elle décompose pour produire du chlorure de potassium soluble. L'alumine et la glucine se trouvent donc isolées et se précipitent à l'état d'hydrates sous forme de flocons blancs, gélatineux.

HYDROCYANATES ou CYANHYDRATES. Sels résultant de l'union de l'acide hydrocyanique avec les oxides métalliques. Pour les caractères attribués à ces sels voir les *Cyanures*.

HYDROCYANATE DE POTASSE. (Voy. *Cyanure de potassium.*)

HYDROCYANATE FERRURÉ DE POTASSE. (Voyez *Cyanure de fer* et de *potassium.*)

HYDROGÈNE. (*Air inflammable, air phlogistiqué des anciens chimistes.*) Ce corps simple, rangé dans la série des corps combustibles métalloïdes se présente à l'état gazeux. On le trouve, non seulement dans l'eau dont il est un des principes constituants comme l'indique son nom, mais il forme un des éléments de tous les êtres organisés tant végétaux qu'animaux. Dans les laboratoires on l'obtient de la décomposition de l'eau par le zinc ou le fer; mais pour l'avoir dans un grand état de pureté, il faut opérer sur ces métaux purs et faire passer le gaz à travers une solution d'hydrate de potasse.

Propriétés. Le gaz hydrogène dans son état de pureté n'a point d'odeur sensible, il est incolore. Sa densité est de 0,0688 d'après MM. Berzelius et Dulong, c'est à dire environ quatorze fois et demie moins grande que celle de l'air; aussi peut-on le faire passer aisément d'un vase inférieur qui en contient dans un vase supérieur rempli d'air atmosphérique. Il est impropre à la combustion et à la respiration, mais il brûle à l'approche d'un corps enflammée, couche par couche, avec une flamme jaunâtre si peu intense qu'elle est à peine visible au grand jour. Mêlé

avec son volume d'air, il détone subitement quand on approche une bougie allumée de l'orifice de la cloche qui renferme ce mélange. Ce gaz brûlé à l'extrémité d'un tube effilé ne produit aucune odeur, et ne laisse déposer sur les corps froids que de l'humidité provenant de la condensation de la vapeur d'eau formée. Le gaz hydrogène préparé par les moyens ordinaires conserve toujours une légère odeur alliacée, due soit à une petite quantité de carbure d'hydrogène qui s'est produit pendant sa préparation, soit à des traces d'hydrogène arsenié qu'il peut contenir. Le signe représentatif de l'atome d'hydrogène est représenté dans toutes les combinaisons chimiques par la lettre H, et deux atomes d'hydrogène par H.

Caractères distinctifs. L'hydrogène est facile à reconnaître à son inflammation et à la flamme peu intense qu'il produit pendant sa combustion; mais comme on pourrait le confondre avec quelques autres gaz hydrogénés, on constate sa pureté en le faisant détoner dans l'eudiomètre à mercure ou à eau avec son volume d'oxigène pur. Il absorbe pour brûler exactement la moitié de son volume de gaz oxigène et le produit est de l'eau pure. Le résidu de la combustion ne doit pas troubler l'eau de chaux, ni diminuer de volume quand on l'agite avec cette solution, ce qui arriverait si le gaz hydrogène contenait un peu de carbone en combinaison, car alors il se formerait pendant la combustion une petite quantité de gaz acide carbonique.

Usages. Le gaz hydrogène est fréquemment employé dans les recherches analytiques sur les gaz qui contiennent de l'oxigène libre. Comme il a la propriété de s'unir à la moitié de son volume d'oxigène sous l'influence de l'étincelle électrique, il offre, ainsi que nous l'avons rapporté à l'analyse de l'air, un moyen sûr et prompt de déterminer sur le champ la quantité d'oxigène libre qui existe dans un mélange gazeux. (Voyez *Air*, page 128.)

M. James Marsh a fait une heureuse application de la propriété que possède ce gaz, de réduire l'acide arsénieux libre ou combiné, et de former avec lui un composé gazeux dont les plus petites quantités peuvent être aperçues par la combustion, pour reconnaître ce poison dans les divers cas d'empoisonnement. (Voyez *Acide arsénieux*.)

HYDROGÈNE ARSENIÉ OU ARSENIQUÉ. (*Arséniure trihydrique*, Berz.) Ce composé est gazeux à la température ordinaire; on le forme en faisant agir sur certains arséniures métalliques de l'eau et un acide.

Propriétés. Le gaz hydrogène arsenié est incolore, d'une odeur nauséabonde désagréable très caractérisée; sa densité est de 2,695. Il est très vénéneux et dangereux à respirer, même en petites quantités. Par un abaissement de — 40 degrés il peut être liquéfié. Ce gaz éteint les corps en combustion; mais la première couche s'enflamme au contact de l'air et continue à brûler avec une flamme blanche d'une odeur alliacée; en brûlant il dépose sur les parois de la cloche une croûte brune d'hydrure d'arsenic.

L'hydrogène arsenié mêlé avec de l'air ou de l'oxigène, brûle avec détonation, suivant la quantité d'air, il se dépose de l'arsenic ou il se forme de l'acide arsénieux. Il est excessivement peu soluble dans l'eau, mais conservé sur l'eau aérée il se décompose peu à peu en abandonnant soit de l'hydrure d'arsenic, soit de l'arsenic.

Composition. Ce gaz renferme exactement une fois et demie son volume d'hydrogène et un demi-volume de vapeur d'arsenic, ou en poids.

Arsenic.......	98,05	1 atome.
Hydrogène....	1,95	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $As\,H^3$.

Caractères distinctifs. 1° Les produits de la combustion de ce gaz à l'air fournissent déjà un moyen de le reconnaître entre les autres composés gazeux hydrogènes.

2° Mis en contact avec une solution de deutosulfate de cuivre ou de deutochlorure de mercure, il est absorbé et décomposé sur le champ; il se dépose des flocons bruns d'arsenic, d'hydrure d'arsenic et d'arséniures métalliques. Cette action permet de reconnaître la quantité d'hydrogène libre que contient toujours le gaz pur hydrogène arsenié préparé par les moyens des laboratoires.

3° Chauffé avec de l'étain dans une cloche courbe, il est décomposé et il laisse du gaz hydrogène pur.

4° Agité avec une solution de chlore, il est absorbé et transformé en acide hydrochlorique et en acide arsénieux dont la présence peut alors être reconnue par l'acide hydrosulfurique.

Hydrogène azoté. Nom qu'on donne à l'ammoniaque. (*Voyez* ce mot.)

Hydrogène carboné. On désigne par cette dénomination les divers composés gazeux que forment l'hydrogène et le carbone. On en distingue deux sortes qui ont été plus particulièrement étudiées par les chimistes, et qu'on rencontre, soit dans la nature, ou qui se produisent dans différentes réactions chimiques. Ces combinaisons sont connues dans la nomenclature suédoise sous le nom de *carbures hydriques.*

Hydrogène bicarboné ou deutocarboné. Ce composé gazeux a reçu successivement les noms de *gaz* oléfiant et *d'hydrogène percarboné*. M. Berzélius, dans sa nomenclature chimique, le distingue sous le nom de *carbure dihydrique.*

Le gaz hydrogène bicarboné se produit dans la décomposition par le feu du charbon de terre, des huiles, du suif et des résines; c'est sur ce principe qu'est fondée l'ex-

traction de celui qu'on emploie à l'éclairage dans les arts. Dans les laboratoires on l'obtient de la décomposition de l'alcool par l'acide sulfurique.

Propriétés. Ce gaz est incolore, d'une odeur empyreumatique ; sa densité est de 0,9852. Il est peu soluble dans l'eau et impropre à la combustion. Au contact de l'air et d'une bougie allumée, il brûle avec une flamme blanche éclatante, qui répand beaucoup de clarté, et dépose du noir de fumée sur les corps froids. Mêlé avec de l'air ou de l'oxigène, il détone à l'approche d'un corps en combustion, en donnant pour produits de l'eau et de l'acide carbonique.

Composition. D'après des considérations déduites des produits de sa combustion et de sa densité particulière, on admet qu'il est formé d'un volume de vapeur de carbone et de deux volumes de gaz hydrogène ; ou en poids de :

Carbone.....	85,80	1 atome.
Hydrogène...	14,20	2 atomes.
	100,00	

Sa formule $= C\ H^2$.

Caractères distinctifs. 1° Ce gaz combustible est sans action sur la teinture de tournesol, il peut être distingué de l'hydrogène protocarboné à la flamme éclatante qu'il répand en brûlant et à la suie noire qu'il dépose.

2° Les solutions alcalines ne l'absorbent pas, mais le gaz chlore s'y combine à la température ordinaire, en fournissant un produit qui se condense sous forme d'un liquide oléagineux, d'une odeur aromatique et éthérée. Cette combinaison que le chlore produit directement avec ce gaz, permet non seulement de le reconnaître dans son mélange avec les autres fluides élastiques, mais encore d'en appré-

cier la quantité en opérant avec certaines précautions sur la cuve à eau.

3° Mêlé avec cinq fois son volume d'oxigène pur et brûlé dans l'eudiomètre par l'étincelle électrique, il fournit après la combustion 4 volumes composés de 2 volumes d'acide carbonique et 2 volumes d'oxigène en excès; par conséquent 1 volume d'oxigène qui a disparu a dû brûler 2 volumes d'hydrogène que contenait le volume d'hydrogène bicarboné.

Usages. L'hydrogène bicarboné n'est employé que pour l'éclairage en grand, mais il n'est jamais pur tel qu'on l'obtient des diverses matières qui servent à le préparer; après sa purification, il est mélangé encore d'hydrogène protocarboné, de gaz oxide de carbone et d'hydrogène, dans des proportions variables suivant la température à laquelle il a été produit. Le gaz retiré du charbon de terre, et propre à l'éclairage après avoir été purifié, ne contient que de 7 à 15 pour cent d'hydrogène bicarboné d'après les expériences de M. Henry de Manchester; les gaz combustibles provenant de la décomposition des huiles en renferment, d'après le même auteur, de 19 à 38 p. cent.

Hydrogène protocarboné ou demi-carboné. Ce gaz a été distingué par les anciens chimistes sous le nom de *gaz hydrogène des marais.* M. Berzélius le désigne aujourd'hui sous le nom de *carbure tétrahydrique.* On le rencontre dans la vase des eaux stagnantes et des marais, d'où on peut le recueillir; il s'y forme par suite de la décomposition des matières organiques. Dans plusieurs localités en Italie il s'en dégage de la terre; certaines sortes de houilles lorsqu'elles sont excavées donnent lieu à un dégagement de ce gaz dont l'émission se continue spontanément et pendant un assez longtemps. C'est au mélange de ce gaz avec l'air atmosphérique et à sa détonation qui devient si souvent dangereuse pour les ouvriers mineurs, que ceux-ci

ont donné le nom de *feu grisou, terrou* ou *brisou*. Les accidents produits par ces détonations peuvent être prévenus à l'aide de l'ingénieuse lampe de Davy qui permet aux ouvriers de travailler sans danger au milieu de ces mélanges combustibles et détonants.

Propriétés. L'hydrogène protocarboné est un gaz incolore, inodore, insoluble dans l'eau. Sa densité est de 0,559. Il brûle à l'approche d'une bougie allumée, avec une flamme bleu-pâle qui n'a que peu d'intensité. Mêlé d'air ou d'oxigène il détone par la chaleur en se transformant en acide carbonique et en eau.

Composition. Il est formé d'après les produits qu'il donne par sa combustion d'un demi-volume de vapeur de carbone et de deux volumes d'hydrogène, ou en poids de :

Carbone....	75,17	ou 1 atome.
Hydrogène..	24,83	4 atomes.
	100,00	

Sa formule = $C\,H^4$.

Caractères distinctifs. 1° Le gaz hydrogène protocarboné en brûlant à l'air produit de l'eau et de l'acide carbonique sans déposer de carbone, comme le fait le gaz hydrogène bicarboné.

2° Le chlore n'agit pas sur lui à la température ordinaire.

3° Mêlé à 3 volumes d'oxigène dans l'eudiomètre à mercure il absorbe pour sa combustion 2 volumes de ce gaz et fournit 1 volume de gaz acide carbonique; l'autre volume d'oxigène qui disparaît se combine à 2 volumes d'hydrogène pour produire de l'eau.

Hydrogène perphosphoré. (*Phosphure bihydrique*, Berz.) C'est un composé gazeux, spontanément inflammable à la température et à la pression ordinaires. Il se produit : 1° dans la décomposition de l'eau en présence du

phosphore et d'un oxide alcalin ; 2° dans l'action de l'eau sur certains phosphures métalliques ; 3° en chauffant l'acide hypophosphoreux et les hypophosphites. Ce gaz se forme aussi dans la décomposition putride de certaines matières animales qui contiennent du phosphore au nombre de leurs éléments.

Propriétés. Le gaz hydrogène perphosphoré est incolore, peu soluble dans l'eau et sans action sur la teinture de tournesol. Sa densité est de 1,751. Mis en contact avec l'air atmosphérique il s'enflamme spontanément et brûle avec une flamme jaunâtre, très intense, en produisant une fumée blanche épaisse d'acide phosphorique. L'eau en dissout environ 1/40 de son volume ; cette solution a une odeur alliacée et une saveur désagréable. Abandonné dans une cloche il se décompose sous l'influence de la lumière en laissant déposer de l'hydrure de phosphore sur les parois de la cloche, et en passant à l'état d'hydrogène protophosphoré.

Composition. Ce gaz est formé en poids de :

Phosphore....	94,02	ou 1 atome.
Hydrogène....	5,98	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Ph\ H^2$.

Caractères distinctifs. 1° L'inflammation spontanée de ce gaz à l'air, la vapeur blanche acide d'acide phosphorique qui en résulte, l'odeur alliacée qu'il communique à l'air le font reconnaître facilement des autres gaz composés.

2° Ce gaz n'est point absorbé par les solutions alcalines, mais plusieurs dissolutions métalliques, telles que celles de cuivre, de plomb, d'étain et d'argent, l'absorbent en le décomposant ; il résulte de cette réaction de l'eau, de l'acide phosphorique et un phosphure métallique qui apparaît sous forme de flocons bruns.

3° Chauffé avec du potassium dans une cloche courbe, le phosphore qu'il contient s'unit à ce métal et l'hydrogène reste pour résidu.

Hydrogène protophosphoré. (*Phosphure trihydrique*, Berz.) Ce composé gazeux s'obtient ordinairement en chauffant dans un appareil distillatoire une solution concentrée d'acide phosphoreux ou d'acide hypophosphorique.

Propriétés. Il est incolore, d'une odeur alliacée forte; il ne prend pas feu à son contact avec l'air à la pression ordinaire. Sa densité est de 1,214. L'eau en dissout 1/8 de son volume, cette solution en contracte l'odeur particulière.

Composition. Il contient sur cent parties.

Phosphore...	91,28	ou 1 atome.
Hydrogène...	8,72	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Ph\ H^3$.

Caractères distinctifs. 1° Ce gaz ne peut être confondu avec le précédent composé car il n'est pas spontanément inflammable.

2° A l'approche d'une bougie allumée il brûle avec une flamme jaunâtre peu intense, et fournit de l'acide phosphorique qu'on peut reconnaître facilement en lavant avec un peu d'eau la cloche dans laquelle la combustion a eu lieu.

3° Traité par une solution de deutosulfate de cuivre il est absorbé et décomposé entièrement par ce sel; mais s'il contient du gaz hydrogène libre, comme cela a lieu ordinairement, ce gaz reste pour résidu.

4° Agité avec une solution de chlore il est décomposé en donnant naissance à de l'acide hydrochlorique et à de l'acide phosphorique que l'on retrouve ensuite en solution dans l'eau.

3° Calciné dans une cloche courbe avec du cuivre métallique ou du potassium, il laisse du gaz hydrogène pur.

Hydrogène sélénié. Nom qu'on donne au gaz hydrosélénique. (*Voyez* ce mot.)

Hydrogène sulfuré. Nom donné au gaz hydrosulfurique avant qu'on l'eût considéré comme un véritable hydracide. (Voyez *Acide hydrosulfurique.*)

Hydrogène telluré. Sous cette dénomination on désigne un composé gazeux d'hydrogène et de tellure qui jouit des caractères acides appartenant aux autres hydracides, et se rapproche des acides hydrosélénique et hydrosulfurique.

Ce composé se forme en traitant par l'eau et un acide la combinaison du tellure avec le potassium ou le zinc.

Propriétés. Le gaz hydrogène telluré ou tellurique est incolore, d'une odeur tout à fait analogue à celle de l'acide hydrosulfurique. Sa densité est de 4,489, d'après M. Amand Bineau; il rougit la teinture de tournesol et se dissout un peu dans l'eau. Sa solution aqueuse exposée à l'air se décompose, prend une couleur brune et laisse déposer des flocons bruns de tellure, le chlore agit de la même manière; mais un excès de chlore redissout le précipité brun de tellure en s'y combinant. Toutes les dissolutions métalliques sont précipitées par cet acide et il se forme des composés insolubles de tellure avec les métaux.

HYDROSÉLÉNIATES. Composés résultant de l'union de l'acide hydrosélénique avec les bases salifiables. (Pour les caractères voyez *Séléniures.*)

HYDROSULFATES. Nom sous lequel on désigne encore quelquefois les composés solubles produits par l'action de l'acide hydrosulfurique sur les oxides alcalins, composés qui sont aujourd'hui regardés comme de véritables sulfures contenant un atome de soufre contre un atome de

métal. Pour les caractères attribués à ces sels, voyez à l'article. *Sulfures. Monosulfures.*

HYDROSULFATE D'AMMONIAQUE. Sulfhydrate d'ammoniaque. (*Sulfhydrate ammonique.* Berz.) Ce sel peut être préparé tant par la voie sèche que par la voie humide. Obtenu par le premier procédé il se présente en cristaux lamelleux, transparents et incolores, d'une odeur forte. Ce sel est très volatil, il absorbe promptement l'humidité de l'air, en attire l'oxigène, et prend une couleur jaune en se transformant en hydrosulfate sulfuré ou en bisulfure d'ammonium, d'après M. Berzélius.

Composition. L'hydrosulfate d'ammoniaque sec est formé de volumes égaux de gaz hydrosulfurique et de gaz ammoniac.

Pour l'usage des laboratoires de chimie on prépare ce sel par la voie humide, en saturant l'ammoniaque liquide de gaz hydrosulfurique; il est alors sous la forme d'un liquide incolore, d'une forte odeur d'acide hydrosulfurique; mis en contact avec l'air il en absorbe l'oxigène et prend une couleur jaune comme le sel anhydre. C'est sous cet état liquide qu'on en fait usage comme réactif. On doit le conserver dans des flacons bien bouchés et qui en soient presque remplis.

Caractères distinctifs. 1° L'hydrosulfate d'ammoniaque liquide est facile à distinguer par son odeur fétide très forte; la vapeur qu'il laisse exhaler noircit immédiatement un papier trempé dans une solution d'acétate de plomb ou de nitrate d'argent; en approchant de cette vapeur un tube imprégné d'acide hydrochlorique ou nitrique faible, des vapeurs blanches épaisses apparaissent autour du tube.

2° Traité par l'acide sulfurique ou l'acide hydrochlorique étendu d'eau il est décomposé avec effervescence en laissant exhaler une odeur très prononcée de gaz hydrosulfurique.

3° Mis en contact avec de la chaux en poudre, l'ammoniaque en est bientôt dégagée avec son odeur vive pénétrante facile à distinguer, et à la propriété qu'elle a de bleuir le papier de tournesol rougi par un acide.

4° Chauffée la solution d'hydrosulfate d'ammoniaque se décompose en laissant dégager tout le sel qu'elle contient.

5° Tous les sels métalliques des quatre dernières sections sont décomposés et précipités à l'état de sulfures par ce sel. La plupart des précipités sont noirs à l'exception des précipités formés avec les sels de zinc, de manganèse, de cadmium et d'antimoine.

Usages. On se sert avec avantage de la solution d'hydrosulfate d'ammoniaque pour reconnaître un grand nombre de sels métalliques, et les séparer des sels alcalins et terreux avec lesquels ils peuvent être mélangés dans divers composés minéraux.

Hydrosulfate de potasse et hydrosulfate de soude. Ces hydrosulfates sont employés aux mêmes usages que l'hydrosulfate d'ammoniaque. (Pour leurs caractères voir ceux des *protosulfures de potassium* et de *sodium.*)

Hydrosulfates sulfurés. Ces composés sont regardés aujourd'hui comme des polysulfures des métaux alcalins contenant un certain nombre d'atomes de soufre contre un atome de métal.

Hydrures. Sous ce nom particulier on désigne les divers composés solides que forment quelques métalloïdes avec l'hydrogène, tels sont les composés qu'on connaît aujourd'hui sous les dénominations d'*hydrures d'arsenic*, de *phosphore* et de *silicium.*

HYPOAZOTITES. Nom qu'on donne aujourd'hui aux combinaisons de l'acide hyponitreux avec les bases. (Voyez *Hyponitrites.*)

HYPONITRITES. Ces sels étaient désignés autrefois sous le nom de *nitrites.* Ils n'existent point dans la nature,

mais se produisent dans plusieurs circonstances : 1° en calcinant à une température au dessous du rouge certains nitrates ; 2° dans l'action des oxides sur l'acide nitreux ou azoteux ; 3° en faisant réagir l'oxigène sur le deutoxide d'azote en présence d'une base dissoute dans l'eau, ou un métal oxidable sur un nitrate métallique dissous dans l'eau. Tous les hyponitrites sont solubles même ceux avec excès de base.

Caractères distinctifs. 1° Placés sur les charbons ardents les hyponitrites fusent et déflagrent, mais moins vivement que les nitrates.

2° A la température ordinaire l'acide sulfurique concentré les décompose tout à coup avec effervescence; il se dégage du deutoxide d'azote qui au contact de l'air donne des vapeurs jaunes rutilantes d'acide nitreux.

3° Leur solution aqueuse décolore la solution de persulfate de manganèse; bouillie elle se décompose avec dégagement de deutoxide d'azote en se transformant en nitrate.

4° Mélangés avec l'acide hydrochlorique ils sont décomposés comme avec l'acide sulfurique, mais ce mélange ne peut dissoudre l'or, d'après M. Berzélius, comme cela a lieu en traitant les nitrates par l'acide hydrochlorique.

HYPOPHOSPHITES. Ce genre de sels produit par l'acide hypophosphoreux n'a été que peu étudié. Aucun hypophosphite ne se trouve dans la nature. Plusieurs se forment dans certains réactions chimiques. Ils sont solubles.

Caractères distinctifs. 1° Les hypophosphites chauffés en vases clos se décomposent et se transforment en sous-phosphates avec dégagement de vapeurs de phosphore et de gaz hydrogène perphosphoré qui s'enflamme à l'air.

2° Si la calcination a lieu à l'air libre ces produits brûlent avec une flamme jaunâtre en donnant une fumée blanche, acide et piquante.

3° Dissous dans l'eau ils ne sont précipités ni par l'eau de chaux ni par l'eau de barite, ce qui les distingue des phosphites solubles qui sont précipités par ces deux bases.

4° En chauffant leur solution avec les dissolutions de mercure d'argent et d'or, celles-ci sont réduites comme avec les phosphites.

HYPOSULFATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide hyposulfurique avec les oxides métalliques. Aucun de ces sels ne se trouve dans la nature. Tous les hyposulfates neutres sont solubles, la plupart sont solides et affectent des formes cristallines.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés ils sont facilement décomposés par la chaleur et ils se transforment en sulfates neutres avec dégagement de gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur piquante.

2° Traités par l'acide sulfurique étendu d'eau, ils sont décomposés sans manifestation d'odeur, mais lorsqu'on vient à chauffer la liqueur, l'acide hyposulfurique mis en liberté se décompose en acide sulfurique et en gaz sulfureux qui se dégage.

3° Les sels de barite, de strontiane et de chaux, ne produisent aucun précipité dans la solution des hyposulfates, ce qui ne permet pas de les confondre avec les sulfates.

HYPOSULFITES. Ces sels ont été d'abord désignés sous le nom de *sulfites sulfurés*. Ils se forment dans l'action de l'air sur les sulfures métalliques dissous dans l'eau, ou en faisant bouillir les sulfites dissous avec du soufre.

Caractères distinctifs. 1° Ces hyposulfites chauffés en vase clos se décomposent et donnent les uns du soufre en se convertissant en sous-sulfates; les autres de l'acide sulfureux et un sulfure métallique.

2° Mis en contact avec de l'acide sulfurique ou nitrique ils sont décomposés instantanément, en dégageant de l'acide sulfureux et en laissant déposer du soufre. Leur solu-

tion aqueuse traitée par l'un de ces acides se trouble aussitôt, en précipitant du soufre et en dégageant du gaz acide sulfureux.

3° Le nitrate d'argent ajouté à la solution d'un hyposulfite est décomposé sur le champ en donnant un précipité blanc d'hyposulfite d'argent, qui ne tarde pas à s'altérer en devenant peu à peu brun et ensuite tout à fait noir.

I.

ICHTHYOCOLLE. Dans le commerce on désigne sous ce nom la colle de poisson. On la prépare particulièrement en Russie avec les vessies natatoires du grand esturgeon. Elle se présente sous plusieurs formes; 1° en feuilles sèches, demi-transparentes, fibreuses et insipides qui se gonflent dans l'eau froide, se dissolvent sans résidu dans l'eau bouillante, et se transforment en gelée par le refroidissement; 2° en grands et petits cordons blanchâtres, d'un aspect corné, qui se comportent avec l'eau comme la colle de poisson en feuilles.

On débite dans le commerce une autre espèce de colle de poisson factice, préparée sous la même forme que la colle de poisson véritable, mais qui lui est très inférieure par ses qualités, et qu'on présume être confectionnée avec d'autres membranes ou parties cartilagineuses appartenant à la même espèce d'animal. Cette espèce de colle se distingue aisément de la première en ce qu'elle ne se dissout qu'en partie dans l'eau bouillante et laisse un résidu formant la moitié ou la tiers de la masse.

La solution de colle de poisson se comporte avec les réactifs comme une solution de gélatine (*Voyez* ce mot).

INDIGO. On donne ce nom dans le commerce à un produit immédiat, remarquable par son principe colorant

bleu, et qu'on retire des feuilles de plusieurs plantes de la famille des légumineuses et du genre indigofera. Les espèces d'où on l'extrait le plus ordinairement sont les *indigofera*, l'*isatis tinctoria* et quelques *nérium*; on en obtient aussi *de divers polygonum*.

Ce produit qui nous vient de différentes parties de l'Amérique septentrionale où on cultive particulièrement ces plantes, se présente dans le commerce avec des nuances variées.

Propriétés. L'indigo est solide, léger, fragile et d'un beau bleu; il est inodore et insipide, tantôt en masse irrégulières, tantôt en masses cubiques dont la couleur varie entre le bleu, le bleu violet et le bleu cuivré : on en distingue trois sortes par les noms *d'indigo flore* ou de *Guatimala*, c'est le plus pur, *d'indigo cuivré* et *d'indigo de la Caroline*. L'indigo est insoluble dans l'eau, soluble en très petite quantité dans l'alcool, très soluble à une douce chaleur dans l'acide sulfurique concentré auquel il communique la couleur bleue qui lui est propre. Le principe colorant qui donne à l'indigo ses propriétés, a été distingué sous le nom *d'indigotine*, par M. Chevreul, qui en a fait une étude particulière, et sous le nom de bleu d'indigo, par M. Berzélius.

Ce principe ne constitue que les 0,45 de l'indigo flore ou de première qualité, il forme le résidu du traitement successif de l'indigo par l'eau, l'alcool bouillant et par l'acide hydrochlorique. Les matières extraites par ces liquides sont, d'après M. Chevreul, de l'extractif, de la gomme, de la matière verte, une résine rouge, du carbonate de chaux, de l'alumine, de l'oxide de fer, et de la silice dont la somme représente les 0,55 de la masse d'indigo.

Caractères distinctifs. Projeté sur une spatule de fer rougie au feu ou sur des charbons ardents, l'indigo se bour-

soufle, noircit, dégage des vapeurs pourpres en exhalant une odeur empyreumatique ammoniacale.

2° Chauffé au bain-marie avec 9 fois son poids d'acide sulfurique concentré, il se dissout peu à peu en formant une dissolution d'une belle couleur bleue foncée, dont une petite quantité peut colorer une grande masse d'eau.

3° Traité par l'acide nitrique à une douce chaleur, il se décompose en donnant entre autres produits une matière jaune particulière.

4° Si après avoir pulvérisé l'indigo, on le fait digérer à + 80 c., dans un flacon avec de l'hydrate de chaux, de l'eau et du protosulfate de fer, il est décoloré et devient soluble dans l'eau à la faveur de l'excès d'alcali, mais en exposant à l'air la liqueur décantée, elle absorbe l'oxigène, et l'indigo bleu se reproduit et se précipite.

Essais des indigos du commerce. La valeur des différents indigos étant basée sur leur plus ou moins grande pureté et sur leur qualité tinctoriale due à l'indigotine, c'est par une suite de divers procédés qu'on parvient à l'estimer.

1° La dessiccation à une température de + 100° permet de déterminer la quantité d'humidité qui se trouve dans l'indigo et qui s'élève, terme moyen, de 3,5 à 5,5 p. cent.

2° La proportion de matière inorganique ou minérale se détermine facilement en faisant brûler dans une petite capsule de platine un gramme de cette matière colorante. D'après les expériences de M. Chevreul, la quantité de cendre qu'on obtient ordinairement des indigos est de 7 à 9,5 p. cent.

3° La quantité d'indigotine peut être évaluée en dissolvant au bain-marie une même quantité des indigos à essayer, dans l'acide sulfurique concentré, étendant d'un même volume d'eau distillée et déterminant sur une mesure de cette dissolution, combien il faut de centi-

timètres cubes de solution de chlorure de chaux faible pour la décolorer. Les quantités de chlorure de chaux employées pour la décoloration, sont entre elles comme les quantités d'indigotine dans chaque espèce d'indigo, et pour connaître la proportion absolue de cette matière colorante pure, il est nécessaire de faire une expérience comparative avec un poids connu d'indigotine dissoute aussi dans l'acide sulfurique. M. Chevreul a remarqué que par le procédé de décoloration par le chlorure, la quantité d'indigotine que renferment les indigos était toujours portée plus haut, ce qui est dû à une quantité très notable de chlore qui est neutralisé par les autres principes colorants qui accompagnent l'indigotine dans les indigos du commerce. (*Dict. technologique*, tome XI, page 219.)

Procédé pour essayer les indigos du commerce par le colorimètre.

L'emploi du colorimètre imaginé par M. Houton Labillardière, et dont nous avons déjà donné la description dans un précédent article (page 358), permet d'estimer les qualités des divers indigos du commerce, comparés entre eux ou à l'indigotine : le procédé publié par ce chimiste en 1827, dans les travaux de l'Académie des sciences de Rouen, se réduit aux principes suivants.

On prend un échantillon moyen de chaque espèce d'indigo que l'on veut essayer, on le réduit en poudre et on le passe entièrement au tamis de soie; après en avoir pesé 1 gramme que l'on introduit dans un petit ballon sec, on y verse 20 grammes d'acide sulfurique de Saxe, et quelques fragments de verre, pour faciliter par l'agitation le mélange et la dissolution de l'indigo; ensuite on chauffe au bain-marie à + 50° c. pendant une heure, en agitant de temps en temps : le ballon étant refroidi, on verse cette liqueur dans un bocal ou une carafe de la capacité de trois

litres et contenant environ le quart de son volume d'eau; on passe à plusieurs reprises de l'eau dans le ballon qu'on réunit à la première portion, et on achève de remplir le bocal pour compléter les trois litres de dissolution que le gramme d'indigo doit fournir. La liqueur ayant été fortement agitée, on la laisse déposer du jour au lendemain, ou bien on la passe, soit à travers une couche de verre pilé, disposé convenablement dans un entonnoir de verre, ou à travers un filtre de papier blanc. La filtration par le papier a l'inconvénient de retirer une portion de l'indigo jusqu'à ce que la substance du papier en soit saturée, ce qui indique qu'il est important de ne recueillir que les dernières parties qui filtrent.

La dissolution de l'indigo à essayer étant faite avec les précautions que nous avons indiquées, on en introduit dans un des tubes colorimétriques jusqu'au zéro de l'échelle ce qui équivaut à 100 parties de l'échelle supérieure (voyez description du colorimètre, page 558), et dans l'autre tube on met une même quantité de dissolution d'indigotine faite dans les mêmes proportions d'acide, et étendue d'une quantité égale d'eau; on les place ensuite dans la boîte par les deux ouvertures pratiquées à cet effet, et on observe leurs nuances, si l'on trouve une différence, on ajoute de l'eau à la plus foncée et l'on agite ensuite le tube après avoir bouché l'extrémité avec le doigt; et si après cette addition d'eau on remarque encore une différence, on continue d'en ajouter jusqu'à ce que les tubes paraissent de la même nuance, en les regardant au travers de la boîte sous un angle de 45° dégrés et le dos tourné au soleil. On lit ensuite sur le tube dans lequel on a ajouté l'eau, le nombre de parties de liqueur qu'il contient; ce nombre, comparé au volume de la liqueur contenue dans l'autre tube (qui est égal à 100), indique le rapport entre le pouvoir colorant ou la qualité relative de l'indigotine à l'indigo qu'on examine; et si, par

exemple, on a ajouté aux 100 volumes de la dissolution d'indigotine, 60 parties d'eau pour l'amener à la même nuance que la dissolution de l'indigo qu'on essaie, le rapport en volume des liqueurs dans les tubes sera dans ce cas comme 160 : 100, et la qualité relative des matières colorantes, sera représentée par le même rapport, puisque la qualité de ces matières est proportionnelle à leur pouvoir colorant. D'après M. Labillardière, l'appréciation par ce procédé comporte assez d'exactitude pour qu'avec un peu d'habitude on ne commette pas une erreur de plus de deux centièmes.

D'autres moyens peuvent être mis en pratique tels, que la décoloration directe par une solution aqueuse de chlore d'une quantité pesée d'indigo réduit en poudre fine, qu'on ajoute peu à peu à cette solution, aussi longtemps que la couleur bleue est détruite. On compare ensuite la quantité d'indigo employée à celle d'indigotine qui peut être décolorée par cette même quantité de solution de chlore.

La réduction de l'indigo peut aussi fournir un moyen d'essai. On broie en poudre fine parties égales d'indigo et de chaux vive pure, on les introduit dans un flacon avec un volume déterminé d'eau, on bouche le flacon et on l'expose au bain-marie pendant plusieurs heures à une température de + 90° environ : au bout de ce temps on ouvre le flacon, on y ajoute un peu de protosulfate de fer en poudre, et on agite fortement de temps en temps, jusqu'à le refroidissement du vase. Si on extrait alors du vase une portion de la liqueur éclaircie, qu'on mesure celle-ci dans un tube gradué et qu'on l'expose à l'air, la matière colorante désoxigénée dans cette opération, s'oxide à l'air et se précipite. On favorise sa précipitation en saturant par un peu d'acide hydrochlorique l'alcali qui la tenait en dissolution.

L'indigotine ainsi régénérée doit être reçue sur un filtre

pesé, qu'on sèche à + 100. Cette proportion d'indigotine retirée d'un volume connu de la dissolution qu'on a faite, permet de calculer celle qui existe dans toute la quantité de liquide employée dans l'opération, et par conséquent la proportion exacte que contient l'indigo qu'on essaie.

Usages. Comme réactif, la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique est employée dans les laboratoires pour former *la liqueur d'épreuve* destinée à mesurer la force décolorante des chlorites alcalins, ou de la solution aqueuse de chlore. (Voyez *chloromètre.*)

Cette dissolution d'indigo étendue d'eau, et appliquée en couche mince sur du papier collé, peut servir de *papier réactif* pour le chlore, les chlorites, par la propriété que possède ce papier coloré d'être blanchi facilement par ces agents sous quelque état qu'ils se trouvent.

INDIGOTINE. (*Bleu d'indigo* Berz.) On désigne sous ce nom le principe colorant pur de l'indigo. L'indigotine se prépare en traitant successivement l'indigo par l'eau, l'alcool et l'acide hydrochlorique; ou en le désoxidant par l'intermède des alcalis et du protosulfate de fer. Mais d'après M. Chevreul, on l'obtient ordinairement par sublimation, en chauffant l'indigo dans un creuset fermé.

Propriétés. L'indigotine à l'état de pureté se présente ou en poudre d'un bleu foncé un peu violacé, ou en petites aiguilles d'une belle couleur bleu pourpré, quand elle a été obtenue par sublimation. Elle n'a ni odeur ni saveur, ne réagit ni comme acide ni comme alcali. Chauffée sur une lame de platine au contact de l'air, elle se boursoufle, entre en fusion, et répand une fumée purpurine qui se condense sur les corps froids. Le charbon qui provient de cette calcination brûle sans résidu. L'eau est sans action sur l'indigotine; l'alcool bouillant en dissout une petite quantité qu'il abandonne par le refroidissement. Les dissolvants de l'indigotine sont l'acide sulfurique fumant

et l'acide hydraté. Le premier la dissout instantanément en formant une dissolution d'un bleu pur très intense, le second la dissout à l'aide d'une douce chaleur. Cette dissolution a été regardée tour à tour comme une sulfate d'indigotine et un acide particulier formé des éléments de l'acide sulfurique et de ceux de l'indigotine. M. Dumas, d'après de nouvelles expériences, la considère comme un acide analogue par sa composition à l'acide sulfovinique, et formé de deux atomes d'acide sulfurique contre un atome d'indigotine, en conséquence il a proposé de le distinguer sous le nom d'*acide sulfindylique.* Cet acide forme avec les bases des sels doubles, colorés en bleu, analogues aux sulfovinates par leur composition.

Composition. Suivant les recherches les plus récentes de M. Dumas, l'indigotine serait formée de :

Carbone....	73,0	ou 32	atomes.
Hydrogène..	4,0	10	id.
Azote	10,8	2	id.
Oxigène.....	12,2	2	id.
	100,0		

Sa formule = $C^{32} H^{10} Az^2 O^2$.

L'indigotine décolorée par le contact des alcalis et des corps réductifs avides d'oxigène n'est point, comme on le supposait, de l'indigotine désoxidée en partie. M. Dumas annonce qu'il contient 2 atomes de plus d'hydrogène que l'indigotine bleue, ce qui le porte à croire que l'indigotine décolorée est un hydrure d'indigotine dont la formule serait $C^{32} H^{10} Az^2 O^2 + H^2$.

IODATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide iodique avec les bases ; ces combinaisons sont toutes des produits de l'art; on les prépare par union directe, par l'action de l'iode sur les oxides métalliques, ou par la voie des doubles décompositions.

Les iodates sont tous décomposés par le calorique ; quelques uns donnent de l'oxigène seulement en se transformant en iodures fixes ; d'autres , et c'est le plus grand, laissent dégager avec l'oxigène de la vapeur d'iode. Les corps combustibles les décomposent aussi comme les chlorates par la chaleur et par la percussion. La plupart des iodates sont insolubles ou très peu solubles dans l'eau, à l'exception de ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Composition. Dans tous les iodates neutres il y a un atome d'acide iodique uni à un atome de base, et le rapport de l'oxigène du premier est à celui de second :: 5 : 1.

Caractères distinctifs. 1° Projetés sur les charbons ardents, les iodates solubles scintillent légèrement à la manière des nitrates ; dans les autres iodates, ce caractère est nul ou peu sensible.

2° Traités par l'acide sulfurique concentré, ils ne produisent à froid aucun effet apparent.

3° Chauffés avec un peu d'acide sulfureux ils sont tous décomposés et il se dégage des vapeurs violettes d'iode.

4° Leur solution aqueuse produit avec le même acide un précipité noir violacé d'iode en poudre qui disparaît par un excès d'acide sulfureux.

5° Enfin la nitrate d'argent occasionne dans la solution des iodates solubles un précipité blanc d'iodate d'argent, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'ammoniaque.

IODE. Corps simple, métalloïde, qu'on ne rencontre pas dans la nature à l'état de pureté, mais combiné à quelques métaux, ou à l'état d'iodure. C'est sous cet état qu'on la d'abord trouvé dans plusieurs productions marines telles que les *fucus* et les *varecks*, d'où on l'extrait principalement pour les besoins des arts. Depuis de nouvelles observations ont signalé sa présence tant dans les eaux de la mer et

dans plusieurs eaux minérales salées, que dans quelques minéraux assez rares.

Propriétés. L'iode, tel que le présente le commerce, est sous la forme de petites écailles brunes et cristallines, ayant un éclat métallique analogue à celui de la plombagine. Il a une odeur qui se rapproche de celle du chlore; une saveur âcre, désagréable et persistante. Sa densité est de 4,946. Frotté entre les doigts, il teint l'épiderme en jaune-rougeâtre, mais cette couleur se dissipe par la volatilisation de l'iode. Exposé à l'action de la chaleur il entre en fusion à + 107, bout ensuite à + 175 en formant une belle vapeur violette plus dense que l'air et qui se condense en reprenant ses premiers caractères.

L'eau à la température ordinaire n'a qu'une faible action sur l'iode, elle se colore en jaune ambré en en dissolvant environ 1/7000 de son poids. Cette solution se décolore à la lumière solaire, ainsi qu'à la chaleur. L'alcool et l'éther sulfurique le dissolvent au contraire en assez grande quantité en se colorant en rouge-brun très foncé. Le sulfure de carbone en opère aussi facilement la solution en se colorant en beau violet identique avec la couleur de la vapeur d'iode.

Le signe représentatif de l'atome d'iode est la lettre majuscule I.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé dans un petit ballon ou dans une petite cornue, l'iode pur se sublime *entièrement* en formant de belles vapeurs violettes.

2° Réduit en poudre et agité dans l'eau il la colore en jaune ambré en s'y dissolvant en petite quantité; cette solution n'exerce qu'une faible action sur le papier de tournesol, elle prend immédiatement une belle couleur bleue foncée lorsque la mêle à une solution d'amidon.

3° L'alcool et l'éther sulfurique en opérent facilement et complètement la solution en prenant une teinte rouge

brun-foncé. Ces solutions se comportent avec l'amidon comme la solution aqueuse.

4° Traité par une solution de chlore, l'iode se combine à ce dernier en formant une combinaison soluble d'où l'acide sulfureux l'en précipite ensuite sous forme de poudre brunâtre.

La volatilité de l'iode et l'action dissolvante des agents que nous avons indiqués ci-dessus permet de reconnaître avec la plus grande facilité l'iode qui dans le commerce serait mélangé soit avec du charbon minéral, soit avec de la plombagine. Ces falsifications grossières ne sont que rarement faites aujourd'hui.

IODURES. On donne généralement ce nom aux composés que l'iode peut former tant avec les métalloïdes qu'avec les métaux. M. Berzélius désigne les premières combinaisons sous le nom d'*iodides* pour les distinguer des secondes auxquelles il réserve le nom d'*iodures*.

IODURES MÉTALLIQUES. Ces composés ont la plus grande analogie par leur composition et leurs propriétés avec les chlorures métalliques auxquels ils correspondent parfaitement. Ils sont tous solides, cassants, inodores; un grand nombre sont solubles dans l'eau, et par conséquent sapides et cristallisables; quelques uns sont fixes, d'autres volatils, d'autres décomposables par le calorique, plusieurs sont remarquables par une couleur tranchée.

Tous les iodures des trois premières sections, plus les iodures de nickel et de cobalt sont solubles et cristallisables, les autres sont insolubles; quelques uns de ceux-ci peuvent en s'unissant aux premiers former des iodures doubles qui se dissolvent dans l'eau. Pendant quelque temps on a regardé les iodures des métaux alcalins comme des sels qu'on désignait sous le nom d'*hydriodates*. Cette opinion n'est plus adoptée aujourd'hui.

On obtient les iodures métalliques, soit par union directe

des métaux avec l'iode, soit en faisant réagir sur un oxisel métallique un iodure soluble.

Composition. Dans les iodures le rapport atomique de l'iode est à celui du métal dans un rapport double de celui de l'oxigène au métal dans les oxides métalliques.

Caractères distinctifs. 1° Tous les iodures alcalins traités par l'acide sulfurique sont décomposés avec effervescence et dégagement de vapeurs blanches d'abord, et de vapeurs violettes d'iode surtout à chaud. L'acide nitrique concentré en oxidant subitement le métal, met l'iode à l'état de liberté. Chauffés dans un tube avec du bisulfate de potasse, ils dégagent du gaz acide sulfureux et des vapeurs d'iode qui se condensent sur les parois du tube en petites lames brillantes.

2° Les iodures insolubles n'éprouvent point d'altération par l'acide sulfurique, la plupart sont décomposés à chaud par l'acide nitrique qui en dégage l'iode sous forme de vapeurs.

3° Dissous dans l'eau, les iodures sont décomposés par la solution de chlore qui colore d'abord en jaune-orangé leur solution et en précipite ensuite l'iode sous forme de poudre brunâtre. Un excès de chlore redissous le précipité d'iode.

4° La solution d'amidon ajoutée à celle d'un iodure n'exerce aucune action, mais en versant quelques gouttes de chlore faible il se manifeste de suite une belle couleur bleue formée par suite de la combinaison de l'amidon avec l'iode mis en liberté.

Iodures de mercure. On en connaît trois dont deux sont employés en médecine et correspondent aux oxides de ce métal, savoir *un biiodure* ou *deutoiodure* et *un protoiodure.* On les prépare par double décomposition.

Biiodure de mercure ou *deutoiodure.* (*Iodure mercurique*, Berz.). Cet iodure est d'une belle couleur rouge-

coquelicot; il est insipide et insoluble dans l'eau. Chauffé il entre facilement en fusion, devient alors jaune et se sublime totalement en paillettes d'une belle couleur jaune doré qui deviennent rouges par le refroidissement ou par un léger frottement. L'alcool bouillant le dissout et il se dépose sous forme de petits cristaux rouges à mesure que la solution refroidit. Cet iodure se dissout à froid dans la solution d'iodure de potassium.

Composition. Il est formé de :

Mercure.....	44,5	ou 1 atome.
Iode........	55,5	2 atomes.
	100,0	

Sa formule = $\underset{\text{o}}{Hg}\, I^2$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, ce composé se volatilise en exhalant des vapeurs jaunes; chauffés dans un petit tube il fond et se sublime ensuite en petites lamelles d'un beau jaune doré qui deviennent rouges par le frottement.

2° Calciné dans un tube avec de la potasse, il est décomposé, du mercure se sublime en petits globules sur les parois, et il reste au fond de l'iodure de potassium.

3 Une solution aqueuse d'iodure de potassium le dissout entièrement.

4° L'eau régale l'attaque à chaud en en dégageant une partie de l'iode sous forme de vapeurs violettes, tandisque le mercure passe à l'état de bichlorure.

Protoiodure de mercure. (*Iodure mercureux*, Berz.) Ce composé se prépare pur assez difficilement en précipitant une dissolution neutre de protonitrate de mercure par un iodure alcalin. Il se présente sous forme d'une poudre verte qui brunit à la lumière. Chauffé rapidement, il se sublime; mais à une douce chaleur il se décompose en donnant du mercure et du biiodure.

Composition. Il contient sur 100 parties.

Mercure....	6,6 ou	1 atome.
Iode.......	38,4	1 atome.
	100,0	

Sa formule = Hg I.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé il se volatilise sans résidu comme le composé précédent.

2° L'hydrate de potasse le décompose à chaud en donnant du mercure.

3° Traité par une solution d'iodure de potassium il est décomposé, une partie du mercure se sépare sous forme de poudre grise, l'autre reste en solution à l'état de biiodure.

4° Chauffé avec l'acide nitrique il passe bientôt à l'état de biiodure de mercure qui se précipite en poudre rouge cristalline.

Iodure de potassium. (*Iodure potassique*, Berz.)

Dans les laboratoires on prépare cet iodure par quatre procédés dont le plus économique et le plus suivi consiste à décomposer une solution d'iodure de fer par le carbonate de potasse. On l'a regardé longtemps comme un hydriodate.

Propriétés. Ce composé est blanc, inodore, d'une saveur très piquante. Il se présente cristallisé en cubes assez gros qui ne contiennent que de l'eau interposée. Chauffé il décrépite d'abord et fond ensuite à une température au-dessous du rouge et se volatilise à une haute température. Cet iodure est inaltérable à l'air sec, mais il s'humecte facilement à l'air humide. L'eau à + 16° en dessout les 141/100 de son poids. L'alcool le dissout aussi, mais en moins grande quantité. Sa solution aqueuse peut dissoudre l'iode en se colorant en brun-foncé et passant, d'après Baup, à l'état de biiodure ou de triiodure de potassium suivant les quan-

tités d'iode dissoutes. C'est à ces nouveaux composés qu'on avait donné le nom d'***hydriodate ioduré de potasse.***

Composition. L'iodure de potassium contient :

Iode	76,26	ou 2 atomes.
Potassium..	23,74	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $K I^2$.

Caractères distinctifs. 1° Placé sur les charbons ardents cet iodure décrépite comme le sel, mais sans répandre aucune odeur.

2° L'acide sulfurique hydraté le décompose immédiatement à froid avec effervescence et dégagement de vapeurs blanches d'acide hydriodique qui sont en partie décomposées par l'excès d'acide sulfurique en excès et donnent de l'iode facile à apercevoir à la vapeur violette qui se produit à une douce chaleur.

3° Calciné dans un tube avec un peu de sulfate acide de potasse il donne pour produit gazeux de l'acide sulfureux et de l'iode qui se sublime.

4° Dissous dans l'eau sa solution est décomposée par le chlore et le brôme comme celle des autres iodures.

5° Le bichlorure de platine ajoutée à une solution concentrée de cet iodure y produit une couleur rouge de vin foncé, et un précipité jaune orangé. La solution d'acide tartrique y forme par l'agitation un précipité blanc, cristallin, de bitartrate de potasse.

Falsifications de l'iodure de potassium. On trouve souvent dans le commerce l'iodure de potassium mélangé avec une certaine quantité de chlorure de potassium. Cette fraude peut être reconnue par plusieurs moyens. 1° En traitant sa solution aqueuse par le nitrate d'argent, recueillant le précipité et le mettant en contact avec de l'ammo-

niaque qui dissout le chlorure d'argent et laisse intact l'iodure. La liqueur ammoniacale saturée par l'acide sulfurique ou nitrique faible abandonne le chlorure d'argent dont le poids fait connaître celui du chlorure de potassium.

2° En décomposant à chaud par l'acide nitrique une solution d'iodure de potassium et évaporant à siccité pour chasser tout l'iode. Le résidu de l'évaporation redissous dans l'eau, forme avec le nitrate d'argent un précipité de chlorure tandis que le résidu de l'iodure pur n'est pas même troublé.

Usages. L'iodure de potassium en solution dans l'eau est employé pour distinguer plusieurs dissolutions métalliques les unes des autres. Il précipite en *jaune doré* les sels de protoxide de plomb, en *jaune-verdâtre* les sels de protoxide de mercure, en *rouge* les sels de deutoxide de mercure, en ***brun-orangé*** les sels de bismuth, en ***blanc-jaunâtre*** les sels d'argent, en ***noir*** les sels de palladium. L'action de ce composé sur le bichlorure de platine est si grande qu'un quarante millième de platine à l'état de bichlorure, en solution dans l'eau, est rendu sensible par cet iodure qui, au bout de quelques minutes, produit une belle couleur rouge, dûe à l'iodure double qui s'est formé. Les plus petites quantités de palladium en dissolution sont également démontrées par ce même réactif, qui le précipite en flocons bruns au bout de plusieurs heures.

IRIDIUM. Nom d'un métal rare qui a été découvert dans le minérai de platine où il se trouve en combinaison avec l'osmium ou à l'état d'osmiure. Il fait partie de la poudre noire qui reste après la dissolution du platine dans l'eau régale. Le nom qu'il porte lui a été donné d'après la propriété que possèdent ses dissolutions dans les acides d'offrir toutes les couleurs de l'arc-en-ciel (iris).

Propriétés. L'iridium est blanc argentin comme le platine; il est très dur et plus réfractaire au feu que ce métal.

Au contact de l'air il ne s'altère à aucune température; les acides simples ne l'attaquent pas même à chaud, il est également inattaquable par l'acide chloronitreux. Le nitrate de potasse et les hydrates de potasse et de soude à une température élevée l'oxident sous l'influence de l'air, et le rendent alors dissoluble dans l'acide hydrochlorique.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul au chalumeau ou avec les flux ordinaires, ce métal n'est point altéré.

2° Calciné avec du nitrate de potasse, il forme un résidu qui après avoir été lavé par l'eau se dissout dans l'acide hydrochlorique concentré, en produisant une dissolution colorée en brun-noirâtre. Celle-ci épavorée laisse une masse noire déliquescente de sesquichlorure d'iridium qui se redissout dans l'eau en la colorant en jaune-brunâtre foncé. Cette solution chauffée avec de l'eau régale passe à l'état de bichlorure.

3° Le bichlorure d'iridium ainsi obtenu est d'un brun-rouge foncé; lorsqu'on y verse une solution concentrée d'hydrochlorate d'ammoniaque, il se précipite en combinaison avec ce sel sous forme d'une poudre d'un rouge-foncé. Ce précipité calciné laisse l'iridium métallique sous forme d'une masse grise spongieuse qui prend de l'éclat par le frottement et la compression.

J.

JAUNE DE CHRÔME. Nom sous lequel on désigne dans le commerce le chrômate de plomb. (*Voyez* ce mot.)

JAUNE DE NAPLES. On donne ce nom à une combinaison de protochlorure de plomb et d'oxide de plomb (*oxichlorure de plomb*), qui est employée dans la peinture en raison de sa couleur jaune.

K.

KALI. Nom d'une des plantes marines qui par son incinération fournit beaucoup de carbonate de soude. C'est de ce nom qu'on a formé celui d'*alkali*, d'où est dérivé le nom plus moderne *alcali*.

KALIUM. On désigne sous ce nom, dans les langues allemande et suédoise, le potassium.

KAOLIN. Nom chinois sous lequel on désigne encore aujourd'hui dans les arts le silicate d'alumine ou terre argileuse avec laquelle on prépare la porcelaine.

KERMÈS ANIMAL. Nom d'un genre d'insectes hémiptères, dont une espèce qui vit sur le *quercus coccifera*, se trouve dans les provinces méridionales de la France, en Espagne et dans l'Archipel.

KERMÈS MINÉRAL. Nom ancien sous lequel on désigne encore en médecine et en pharmacie l'oxisulfure d'antimoine hydraté. (*Voyez* ce mot.)

KININE. Nom d'un des alcalis organiques qui existent dans les kinas ou quinquinas, il est synonyme du mot quinine qui est plus usité. (*Voyez* ce mot.)

KIRCHWASSER. Produit alcoolique obtenu de la distillation des cerises sauvages, écrasées avec leurs noyaux et qui ont fermenté sur les amandes. Il a une odeur particulière due à une petite quantité d'huile volatile qu'il a entraînée pendant la distillation. Il contient aussi un peu d'acide hydrocyanique dont la présence est facile à constater en y ajoutant un peu de potasse d'abord, et y versant ensuite une solution de protosulfate de fer et un acide.

KUPFERNICKEL. Les mineurs allemands ont ainsi nommé un arséniure de nickel natif, qui en raison de sa couleur rougeâtre le fit d'abord prendre pour un minerai de cuivre. Le kupfernickel est l'espèce la plus commune

des minerais de nickel; c'est de celle-ci qu'on extrait dans les arts le nickel dont on a besoin. Ce minerai est d'un gris rougeâtre, métallique, approchant de la couleur du cuivre, il est amorphe, à cassure conchoïde ou unie et très fragile. Sa densité varie de 7,290 à 7,650. On en trouve en Allemagne, en Hongrie, aux États-Uuis d'Amérique. On en a trouvé dans le département de l'Isère, mais impur, mélangé à du sulfure d'antimoine.

Composition. Le kupfernickel, abstraction faite de petites quantités de fer, de soufre et de cobalt qu'il contient ordinairement, est un véritable arséniure dont l'espèce la plus pure contient 0,55 à 0,56 d'arsenic, ou 2 atomes d'arsenic contre 1 atome de nickel. Sa formule est représentée par $N\ As^2$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau il fond, dégage une fumée blanche d'une odeur alliacée, et laisse un globule métallique cassant.

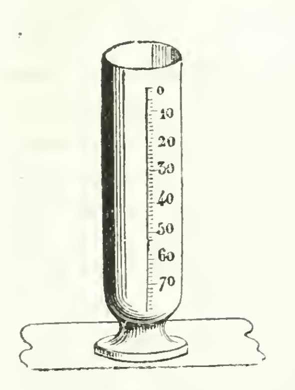
2° Calciné dans un tube ouvert, il s'oxide aisément et donne une grande quantité d'acide arsénieux qui se sublime en une masse blanche opaque. Le résidu de cette calcination est d'un vert jaunâtre; fondu avec du borax il donne un verre bleu dénotant la présence du cobalt, et un grain métallique, malléable, jouissant de propriétés magnétiques.

3° Traité par l'acide nitrique il s'y dissout à chaud, en donnant une dissolution verte qui précipite en jaune par l'acide hydrosulfurique, en raison de l'acide arsénieux qu'elle contient, et en vert pâle par les alcalis et la solution de cyanure de fer et de potassium.

L.

LACTOMÈTRE. On désigne sous ce nom un instrument

propre à mesurer la quantité de crème que fournit le lait.



Cet instrument peut être d'un emploi précieux dans une ferme, pour apprécier la richesse en crême du lait qu'on recueille du produit de chaque vache, suivant la saison, l'état de santé et le régime alimentaire, etc., etc. Il consiste en un tube de verre à pied, de 6 à 8 pouces de hauteur, sur un pouce et demi de largeur. (Voy. *figure* ci-contre.) Ce tube, d'une capacité d'un peu plus de 2 décilitres, est divisé en 100 parties depuis le trait supérieur qui est le 0 de l'échelle jusqu'au fond.

Pour en faire usage on verse du lait qu'on vient de traire jusqu'au point marqué 0°, et on l'abandonne à lui-même pendant vingt-quatre heures, plus ou moins, jusqu'à ce que la couche supérieure de crême soit bien séparée et qu'elle reste stationnaire. Le nombre de degrés qu'occupe cette couche indique la proportion en centièmes de crême ou la valeur vénale du lait. Lorsque la température est basse on peut faire monter la crème plus promptement en plaçant le lactomètre dans un endroit maintenu à une température de + 30 à + 36 degrés.

Des expériences comparatives ont démontré que l'épaisseur de la couche de crême diminue proportionnellement à la quantité de lait enlevé et remplacé par de l'eau, ce qui permet d'apprécier très approximativement la richesse du lait.

Les indications du lactomètre ne sont rigoureusement exactes qu'autant que l'examen du lait porte sur celui du même animal, car des différences notables se présentent d'un animal à un autre, et même d'un jour à un autre,

comme nous l'avons constaté, quoique les animaux fussent soumis au même régime alimentaire, et dans les mêmes conditions physiques.

Des expériences faites, en 1832, sur des vaches appartenant à l'école d'Alfort, et qui ont été soumises journellement au même régime alimentaire, ont offert les variations suivantes. Dans 100 parties de lait extrait devant nous, les proportions en volume de crème ont été dans les rapports suivants : le 1er mars = 12,2/10, le 10 mars = 11,2/10, le 20 mars = 6,2/10, le 30 mars = 10,7/10 et le 10 avril = 5,7.

LAIT. Fluide particulier, sécrété par les glandes mammaires des femelles des animaux connus sous le nom de *mammifères*. Ce liquide, destiné par la nature à la nourriture de leurs petits, présente des caractères particuliers dans son état normal, et qui varient d'un animal à un autre.

Le lait de vache dont on fait une plus grande consommation, et qui est l'objet d'un commerce assez étendu dans nos villes, est blanc opaque, légèrement bleuâtre, d'une odeur particulière, d'une saveur douce et sucrée. Sa densité varie de 1,030 à 1,040.

D'après M. Berzélius, le lait de vache écrêmé contient : eau 92,875, caséum 2,600, sucre de lait 3,500, acide lactique et lactates 0,600, sels alcalins solubles 0,185, phosphate de chaux 0,230.

Le lait non écrêmé renferme moins d'eau, car d'après nos expériences la proportion de celle-ci s'élève, terme moyen, à 87,6 p. 100.

Falsifications du lait. La falsification la plus fréquente est sans contredit celle qui consiste à ajouter au lait de vache une certaine quantité d'eau ; c'est aussi la plus difficile à reconnaître, lorsque surtout la proportion en est faible.

Les divers aréomètres qui ont été proposés pour s'assurer de la pureté du lait, sont loin d'offrir toute la garantie qu'on devrait en attendre, car ce liquide offre des variations qui pourraient souvent en imposer.

Partant de résultats que nous avons obtenus dans un travail antérieur, nous avons reconnu par expérience que la densité du lait de vache était de 1,031 à la température de + 10 c. : en conséquence de l'eau pure étant mêlée à du lait ordinaire, cette densité doit décroître proportionnellement à sa quantité, et la connaissance de la densité d'un lait quelconque étant acquise à cette même température, on pourrait sans doute arriver à déterminer s'il était pur ou mélangé. Les essais que nous avons faits à cet égard nous ont appris (*Journal de chimie médicale*, t. VIII, page 323), qu'il fallait que cette proportion s'élevât de 1/4 à 1/3 du volume du lait pur, pour être appréciée par la détermination de sa densité; alors on observe une diminution de 17 à 18 millièmes dans la densité de ce fluide, comme l'indiquent les expériences suivantes :

Densité du lait pur à + 10° : = 1,038.
Mélangé de 75 parties de lait et 25 d'eau ; densité = 1,021.
Mélangé de 66 parties de lait et 33 d'eau ; densité = 1,020.

La densité du lait pur étant variable, l'on voit que dans le plus grand nombre des cas il sera impossible de connaître *exactement*, par la densité du lait qu'on examinera, la proportion d'eau qui a été ajoutée; on pourra seulement, en la comparant à la densité *minima* du lait pur, s'assurer si elle est au dessus ou au dessous de celle-ci. Les mélanges que nous avons faits prouvent qu'elle est toujours au dessous quand l'eau forme 1/4 ou 1/3 du lait.

Dans le but de rendre le lait mélangé d'eau plus consistant et plus opaque, on y délaie parfois des jaunes d'œufs et de la farine, et quelquefois une petite quantité de gomme

adraganthe en poudre, comme nous l'avons constaté dans une occasion sur un échantillon de lait vendu par un habitant de la banlieue de Paris.

La présence de la farine est facile à démontrer par quelques gouttes de teinture d'iode qui y font naître pres qu'aussitôt une teinte violette ou bleue, tandis que le lait pur reste coloré en jaune par la teinte de la solution d'iode.

Quant à la gomme adraganthe, sa présence peut être constatée dans un dépôt gélatineux et demi-transparent, qui se forme soit par le repos du lait, soit après l'avoir fait bouillir et l'avoir abandonné à lui-même.

Ces flocons gélatineux, lavés avec une petite quantité d'eau froide, brûlent sur les charbons ardents en se boursouflant et répandant une odeur piquante acide, et ils prennent en les délayant dans l'eau, une teinte légèrement violacée par la teinture d'iode.

LAITIER. Composé vitreux qui se produit ordinairement dans la fusion des minérais par l'addition de fondants terreux ou siliceux, et se sépare de la masse métallique liquéfiée. Ce composé est un double silicate de chaux et souvent d'alumine coloré le plus souvent par du charbon, de l'oxide de fer et quelquefois de l'oxide de manganèse.

LAITON. On désigne dans les arts sous ce nom l'alliage de cuivre et de zinc fait dans certaines proportions. Cet alliage, en raison de sa couleur, est aussi connu par le nom de *cuivre jaune*.

LAMPE A ALCOOL. Dans beaucoup de circonstances on a besoin de soumettre les corps sur lesquels on opère à l'action d'une chaleur plus ou moins intense. Un moyen prompt se présente dans l'emploi d'une lampe à alcool ou esprit de vin. Cette sorte de lampe peut être construite en verre ou en métal, elle se compose d'un réservoir dans lequel est placé l'alcool, d'un bouchon de la même substance dans lequel passe un porte-mêche en argent fin, enfin

d'un couvercle pour s'opposer à l'évaporation de l'alcool. La lampe à alcool est fréquemment employée pour calciner diverses substances, soit dans de petits creusets ou cuillers de platine, soit dans des tubes de verre; elle ne dépose point de suie sur les vases qui sont en contact avec sa flamme, et la température qu'on obtient est capable de ramollir le verre ordinaire.

Lampe à huile. Comme moyen de chauffage dans plusieurs opérations on peut employer avec avantage la flamme d'un quinquet ordinaire; en disposant à l'aide d'un support au dessus de la cheminée de verre, et à une distance plus ou moins grande, le vase qu'on désire échauffer. C'est sur ce principe qu'est fondé le fourneau évaporatoire de Guyton dont on peut faire usage dans un assez grand nombre d'expériences pour chauffer faiblement et maintenir les corps pendant plusieurs heures à une même température.

LAQUE. On nomme ainsi des combinaisons de matière colorante organique avec un oxide métallique hydraté et plus particulièrement avec l'alumine. Les laques portent en général le nom dessubstances d'où l'on a extrait le principe colorant; ainsi on désigne sous les noms de *laque de brésil*, *laque de gaude*, *laque de garance*, les laques préparées avec ces substances végétales; la laque de cochenille est connue dans le commerce sous le nom particulier de *laque carminée.*

Laque (*gomme laque*). On désigne sous ce nom une substance résineuse sèche, cassante, demi-transparente; d'une couleur rouge jaunâtre, sans odeur, et d'une saveur un peu amère. Cette matière est déposée sur les tiges de plusieurs arbrisseaux de l'Inde par une espèce de coccus. On la trouve sous trois formes différentes dans le commerce, *en bâton*, *en grain* et *en plaques ou écailles.* La gomme laque traitée par l'eau cède à celle-ci une matière colo-

rante qui s'y dissout et la résine qui y est insoluble peut ensuite se dissoudre aisément dans l'alcool.

LAZULITE. (Vulgairement *lapis-lazuli*, ou *pierre d'azur.*) Pierre dure opaque, d'un bleu d'azur et d'une densité de 2,7 à 2,9; elle est formée de silice 35,8, d'alumine 34,8, de soude 23,2, de soufre 3,1, de carbonate de chaux 3,1. On en trouve en Sibérie, en Perse et en Chine. C'est avec cette pierre calcinée qu'on prépare *l'outremer naturel*, couleur très employée par les peintres d'histoire, et qui jouit d'une grande inaltérabilité à l'air et à la lumière. Depuis plusieurs années les arts chimiques sont parvenus à l'imiter par des procédés assez économiques.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul dans un matras, l'outremer ne change pas d'aspect.

2° Exposé au chalumeau sur le charbon, il se boursoufle, fond à un feu violent, et donne un émail blanchâtre.

3° Traité par l'acide hydrochlorique, il se décolore en dégageant du gaz hydrosulfurique et laissant de la silice à l'état d'hydrate.

LEVURE DE BIÈRE. Nom sous lequel on connaît le ferment qui se sépare pendant la fermentation du moût de bière. (Voyez *Ferment.*)

LIGNEUX. (*Fibre ligneuse, fibrine végétale.* Berz.) On désigne sous ce nom le principe immédiat qui constitue le squelette ou la trame des diverses parties des végétaux, principe qui reste quand on traite les substances végétales par l'éther, l'alcool, l'eau, les acides affaiblis et les solutions alcalines étendues. Les diverses espèces de bois contiennent de 94 à 96 pour cent de ligneux pur.

Propriétés. A l'état de pureté le ligneux est solide, blanc, insipide et inodore; il varie sous les rapports de sa texture, de sa dureté et de sa densité, suivant qu'il a été retiré des substances végétales herbacées ou ligneuses.

Composition. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard il contient :

Carbone................	52,53
Hydrogène...............	5,69
Oxigène.................	41,78
	100,00

Caractères distinctifs. 1° Chauffé, le ligneux pur se charbonne en se décomposant et exhalant l'odeur piquante et empyreumatique de la fumée du bois. Il laisse un charbon léger qui brûle à l'air sans résidu.

2° L'eau, l'alcool et l'éther sont sans action sur lui à aucune température, ainsi que les acides et les alcalis étendus d'eau.

3° Trituré peu à peu avec une fois et demie son poids d'acide sulfurique concentré, il se ramollit sans se colorer, et forme une masse visqueuse et tenace, soluble dans l'eau. Dans cette réaction, le ligneux se transforme à froid en une espèce de gomme qui, par l'ébullition de la solution passe à l'état de sucre analogue à celui de raisin.

4° Traité à chaud par l'acide nitrique concentré, il est décomposé et transformé en acide oxalique.

5° Chauffé avec son poids d'hydrate de potasse jusqu'à ce qu'il commence à noircir et à se boursoufler, il passe à l'état d'*acide ulmique*, et forme alors avec la potasse une combinaison soluble dans l'eau, d'où les acides l'en séparent sous forme de flocons noirâtres.

LIGNITE. Les minéralogistes désignent sous ce nom un combustible qui ressemble beaucoup à la houille des terrains secondaires. Le lignite présente encore des indices bien prononcés de la texture du bois, il est noir ou brun, compacte, à cassure inégale et souvent conchoïde et luisante. Sa densité est de 1,200. Chauffé il se décompose en donnant

des gaz inflammables, de l'eau acide et des huiles; l'odeur qu'il répand en brûlant est particulière et différente de celle de la houille. Ce combustible minéral renferme à l'état de mélange de l'argile, du sable, du carbonate de chaux et des pyrites. On en distingue plusieurs variétés suivant leur état de décomposition, les principales sont : le *bois fossile*, le *bois bitumineux*, le *lignite commun* et le *lignite terreux*. On donne ce dernier nom aux lignites qui sont mélangés d'une proportion plus ou moins grande de matières terreuses.

Les lignites comme les houilles contiennent en général beaucoup de carbone, un peu d'hydrogène et de l'oxigène.

LIMONADE SÈCHE. Mélange de 2 gros d'acide citrique ou tartrique, de 4 onces de sucre en poudre, aromatisé de 5 à 8 gouttes d'huile volatile de citrons.

Cette limonade sèche est souvent préparée avec de l'oxalate acide de potasse. On peut la reconnaître lorsqu'elle est faite avec l'acide citrique, car sa solution dans l'eau distillée ne précipite pas l'eau de chaux; mais elle forme avec l'eau de barite un précipité blanc, soluble dans l'acide nitrique.

Préparée avec l'acide tartrique elle précipite l'eau de chaux en flocons blancs, et ce précipité redissous dans un excès d'acide ne reparaît pas par l'ammoniaque. La présence de l'oxalate acide est facile à constater, parce qu'il trouble et précipite la solution de sulfate de chaux.

LIQUEUR DES CAILLOUX. Les anciens chimistes ont désigné sous ce nom une dissolution de silice dans la potasse, parce qu'ils la préparaient avec les cailloux ou silex fondus avec la potasse. Cette liqueur est regardée aujourd'hui comme un sous-silicate de potasse d'où les acides précipitent l'acide silicique à l'état d'hydrate sous forme de gelée blanche.

LIQUEURS FERMENTÉES. On donne ce nom à toutes es-

pèces de liqueurs sucrées qui ont éprouvé la fermentation alcoolique ou spiritueuse, et desquelles on peut extraire de l'alcool par la distillation : tels sont le *vin*, le *cidre*, la *bière*, l'*hydromel*, etc.

La quantité d'alcool contenue dans ces liqueurs peut être déterminée exactement par le procédé qui est employé pour apprécier la richesse en alcool des diverses espèces de vins. (Voyez *Vin.*)

LITHARGE. Nom sous lequel on connaît dans les arts le protoxide de plomb fondu, et cristallisé en petites écailles rougeâtres. (Voyez *Oxides de plomb.*)

LITHINE. (*Oxide de lithium*, *oxide lithique.* Berz.) Nom donné à un oxide métallique particulier, analogue à la potasse et à la soude, et dont le radical métallique a été nommé *lithium.* La lithine ou oxide de lithium se rencontre exclusivement dans le règne minéral, on l'a trouvée dans plusieurs pierres, telles que la pétalite, le triphane, la tourmaline et dans diverses espèces de mica. Elle existe dans ces minéraux à l'état de silicate avec l'alumine.

Propriétés. La lithine ne peut être obtenue dans sa solution aqueuse qu'à l'état d'hydrate; elle est blanche, inodore, d'une saveur âcre, fortement alcaline, sa cassure est cristalline. Exposée à l'air, elle n'attire point l'humidité, mais se transforme peu à peu en carbonate; elle est peu soluble dans l'eau, sa solution réagit sur le sirop de violettes et la teinture de tournesol rougi, comme les solutions de potasse et de soude.

Composition. La lithine anhydre est formée d'après M. Berzélius, de :

Lithium	44,846	1 atome.
Oxigène	55,154	1 atome.
	100,000	

Sa formule = L O ou $\dot{L}$.

Caractères distinctifs. 1° Fondue sur une lame de platine, la lithine attaque et oxide à l'air ce métal en le ternissant et le rendant noirâtre, ce qui la distingue de la potasse et de la soude.

2° Dissoute dans l'eau elle ne forme aucun précipité avec le bichlorure de platine, mais les carbonates de soude et de potasse y produisent un précipité blanc pulvérulent de carbonate de lithine, très peu soluble dans l'eau froide.

LITHIUM. Radical métallique de la lithine. On ne l'a encore obtenu qu'en petites quantités en réduisant l'hydrate de lithine par une forte pile voltaïque.

Propriétés. Il est brillant avec éclat métallique et ressemble au sodium par son aspect physique. Il s'oxide à l'air et décompose l'eau à la température ordinaire. On ne l'a encore que très peu étudié.

LYCOPODE. On donne ce nom à une poussière sèche d'un jaune de soufre, très légère, très inflammable, sans odeur et sans saveur, qui est regardée par les botanistes comme le pollen d'une plante cryptogame, le *lycopodium elevatum* L. qui croît en Suisse, et dans différentes parties de l'Allemagne.

Le lycopode est formé d'une huile fixe soluble dans l'alcool, de cire, de sucre et d'une matière insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, et qui forme les 9/10 environ de son poids.

Dans le commerce ce produit végétal est souvent falsifié avec le *talc*, la *fécule*, et quelquefois le *pollen du pin*. La première altération se reconnaît en délayant le lycopode dans l'eau froide, celui-ci surnage et le talc se précipite sous forme de poudre blanche, micacée, douce au toucher et inaltérable au feu. La seconde fraude est décélée par la teinture d'iode qui produit un précipité bleu foncé dans l'eau qu'on a fait bouillir sur une pincée de lycopode. (Chevallier et Lebourdais.)

M.

MAGNESIE. (*Oxide de magnésium, oxide magnésique.* Berz.) Cet oxide métallique, connu en médecine sous le nom de *magnésie calcinée,* ne se rencontre dans la nature qu'en combinaison avec les acides sulfurique, carbonique, phosphorique et nitrique, ou à l'état de sels. C'est du sulfate de magnésie qu'on l'extrait ordinairement dans les laboratoires.

Propriétés. La magnésie se présente sous forme d'une poudre blanche très légère, inodore et d'une saveur un peu alcaline. Sa densité est de 2,300. Elle est infusible au feu de forge. Exposée à l'air elle en attire peu à peu l'acide carbonique. L'eau à + 15 en dissout 1/5142; l'eau bouillante beaucoup moins, ou 1/36000, d'après le docteur Fyfe.

Composition. Cet oxide est formé de :

Magnésium	61,29	1 atome.
Oxigène........	38,71	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Mg O ou $\dot{Mg}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée seule au chalumeau elle ne subit aucune altération.

2° Humectée de solution de protonitrate de cobalt, séchée et rougie fortement au chalumeau, elle prend une teinte rosée couleur de chair, qui ne s'aperçoit bien qu'après le refroidissement.

3° Délayée dans l'eau elle verdit le sirop de violettes et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide.

4° Les acides sulfurique et hydrochlorique étendus

d'eau la dissolvent peu à peu *sans effervescence*, en formant une dissolution amère d'où la potasse la précipite à l'état d'hydrate sous forme de flocons blancs gélatineux.

3° La dissolution de magnésie dans les acides n'est point précipitée par l'oxalate d'ammoniaque, ce qui permet de reconnaître la chaux qui y serait mélangée, même en petite quantité.

Usages. Cet oxide est très employé dans l'analyse des végétaux pour décomposer la plupart des sels formés par les alcaloïdes, et séparer ceux-ci des acides avec lesquels ils se trouvent combinés dans les diverses plantes qui les contiennent. Son emploi présente d'autant plus d'avantage qu'on peut l'ajouter en excès, et qu'étant insoluble dans l'alcool, il est facile d'en extraire l'alcali végétal qu'il a précipité, sans lui avoir fait subir d'altération.

Magnésie anglaise. Nom donné dans le commerce au carbonate de magnésie qui a été importé d'Angleterre sous forme de pains volumineux et légers.

Magnésie calcinée. Nom sous lequel on distingue dans les pharmacies la magnésie obtenue de la calcination du carbonate de magnésie.

MAGNESIUM. Radical métallique de la magnésie. Ce métal ne se rencontre point dans la nature, on l'obtient en décomposant le chlorure de magnésium par le potassium.

Propriétés. Le magnésium est blanc d'argent, très brillant, très malléable, fusible à une température peu élevée; il est inaltérable à l'air sec, mais perd son éclat à l'air humide, et se recouvre d'une couche blanche d'oxide; chauffé à l'air il brûle avec scintillation. L'eau privée d'air n'a point d'action sur lui, mais à + 100 elle l'oxide légèrement : les acides étendus le dissolvent avec dégagement d'hydrogène.

MALACHITE. Nom donné par les minéralogistes au deutocarbonate de cuivre vert naturel, en masse concrétionnée. (Voyez *Carbonate de cuivre*.)

MANGANÈSE. Ce métal, en raison de son affinité pour l'oxigène, ne se rencontre dans la nature qu'à l'état d'oxide, libre ou combiné à certains acides. On l'extrait dans les laboratoires en décomposant à une haute température l'un des oxides de manganèse par le carbone.

Propriétés. Le manganèse fondu ressemble à la fonte blanche, il a une couleur argentine tirant sur le gris, il est cassant, très dur, sa densité est de 8,013. C'est un des métaux les plus réfractaires. Exposé à l'air il se ternit bientôt et s'occide en prenant une couleur jaunâtre ou violette qui devient bientôt noire. Dans l'eau il s'oxide peu à peu avec dégagement d'hydrogène. Placé dans l'huile de pétrole, il se conserve sans altération.

Caractères distinctifs. 1° Exposé à une douce chaleur le manganèse s'oxide en prenant les diverses nuances que nous avons rapportées ci-dessus. Si on le fond alors au chalumeau avec du borax il donne un verre coloré en violet.

2° Calciné avec un peu de nitrate de potasse dans une cuiller de platine, il donne une masse colorée en vert foncé qui se dissout alors dans l'eau en lui communiquant sa couleur. Cette dissolution de manganèse et de potasse devient rouge par les acides sulfurique et hydrochlorique, et se décolore par l'acide sulfureux.

3° Traité par l'acide sulfurique étendu, le manganèse se dissout avec effervescence en dégageant du gaz hydrogène d'une odeur désagréable, et il laisse un léger résidu noir de carbone. La dissolution est incolore, la potasse et la soude caustique y forment un précipité blanc d'hydrate de protoxide de manganèse, qui jaunit peu à peu au contact de l'air, brunit et devient tout à coup noir si on le traite par une solution de chlore. La dissolution du manganèse dans les acides se comporte d'ailleurs avec les autres

réactifs comme la solution aqueuse des sels de protoxide de manganèse. (Voyez *Sels de manganèse.*)

MANGANÉSATES. (*Manganates.* Berz.) On distingue aujourd'hui sous ces noms les composés d'un acide particulier qui prend naissance en calcinant au contact de l'air du peroxide de manganèse avec de la potasse caustique, de la soude, de la barite et de la strontiane. C'est au premier de ces composés, qu'on regarde comme un manganésate de potasse, qu'on a donné autrefois le nom de *caméléon minéral,* en raison des changements de couleur qu'éprouve sa solution sous l'influence de l'air.

Propriétés. Les manganésates à base de potasse ou de soude sont d'un vert foncé qui paraît noir en masse; ils se dissolvent dans l'eau en la colorant en un beau vert. Cette solution étendue d'eau passe successivement de cette couleur au bleu, de celle-ci au violet et ensuite au rouge violacé. Les acides saturés d'oxigène la rendent rouge immédiatement, et cette couleur repasse au vert par les alcalis en excès. Mais les oxacides non saturés d'oxigène les décomposent en les décolorant tout à coup.

Le pouvoir colorant de ces manganésates solubles est tel que des traces d'oxide de manganèse peuvent être reconnues en les calcinant à la flamme d'une lampe à esprit de vin, dans une cuiller de platine avec un petit fragment d'hydrate de potasse caustique.

Les réactions que présentent les manganésates dissous dans l'eau sont dues, d'après les expériences de M. Mistcherlich, à la production de deux acides distincts par leurs propriétés et leur composition ; l'un vert, moins oxigéné, n'a pu être isolé de ses combinaisons sans se décomposer et se transformer en présence des oxacides en protoxide de manganèse et en acide plus oxigéné qui a une couleur rouge foncé. Le premier de ces acides qui existe dans le produit de la calcination de la potasse avec le peroxide

de manganère, a reçu dans la nomenclature suédoise le nom d'*acide manganique;* le second est connu sous celui d'*acide oxi-manganique.* Le caméléon vert serait, d'après cette manière de voir, un *manganate* de potasse, et le caméléon rouge un *oxi-manganate.*

MANNE. Produit sucré, d'une nature complexe, formée de deux principes sucrés, l'un cristallisable et ne pouvant éprouver la fermentation alcoolique, a reçu le nom de *mannite;* l'autre, incristallisable, fermentescible, s'y trouve mêlé à un peu de matière extractive douée de propriétés laxatives.

La manne découle spontanément et par incision de plusieurs espèces de frêne, et particulièrement du *fraxinus ornus et rotundifolia*, qui croissent dans l'Europe méridionale.

On en distingue trois espèces dans le commerce: 1° La manne en larmes composée de morceaux volumineux, irréguliers, blancs, friables, d'une saveur douce, sucrée; ces morceaux sont assez souvent convexes d'un côté, concaves de l'autre; 2° la manne en sorte, formée de petites larmes agglutinées et qui adhèrent à des morceaux informes, plus mous, et d'une couleur rousse; 3° la manne grasse est en masse poisseuse, jaunâtre, mêlée à du sable, de la terre ou des débris d'écorce; elle est de qualité inférieure.

Propriétés. La manne est ordinairement soluble dans l'eau à laquelle elle communique sa saveur sucrée; sa solution est à peine troublée par le sous-acétate de plomb. Traitée par l'alcool bouillant elle se dissout en totalité, mais cette solution laisse déposer par le refroidissement la mannite sous forme d'aiguilles incolores, quadrilatères.

Falsification. Quelquefois le commerce a présenté de la manne grasse falsifiée avec de la farine mêlée de miel. Cette fraude qui a été faite à une époque où ce produit était à un prix élevé, est très rare aujourd'hui; au reste

elle est facile à reconnaître, car en la traitant par l'eau froide la farine se sépare et peut être distinguée à ses caractères physiques et chimiques.

MANNITE. Principe immédiat sucré qui existe dans les diverses espèces de manne, et qu'on a rencontré dans plusieurs parties des végétaux.

On l'extrait de la manne en larmes, qui en contient les 75 0/0 de son poids.

Propriétés et caractères. La mannite est incolore, inodore, d'une saveur fraîche, légèrement sucrée; elle se présente en petites aiguilles blanches quadrilatères. Exposée à l'action de la chaleur elle se ramollit, se boursoufle et se charbonne en répandant l'odeur du caramel. L'eau la dissout facilement, sa solution ne fermente pas lorsqu'on la met en contact avec du ferment. L'alcool froid a peu d'action sur elle, mais à chaud il la dissout facilement, et en refroidissant il la laisse cristalliser en aiguilles blanches : traitée par l'acide nitrique elle est transformée d'abord en acide oxalhydrique, puis en acide oxalique pur.

Composition. Ce principe sucré est formé d'après l'analyse de M. de Saussure :

Carbone...............	38,53
Hydrogène............	7,87
Oxigène...............	53,60
	100,00

MARBRE. On donne ce nom aux diverses variétés de carbonate de chaux, cristallisées confusément, dures et susceptibles de recevoir un certain poli qui en fait ressortir les teintes plus ou moins variées. Les minéralogistes en distinguent plusieurs sortes, parmi lesquelles se trouvent le *marbre statuaire*, ou *marbre blanc*, le *marbre cipolin*

ou *bleu turquin*, le *marbre lumachelle*, l'*albâtre*, etc., etc. (Voyez pour les caractères *Carbonate de chaux.*)

MARGARATES Genre de sels produits par la combinaison de l'acide margarique avec les oxides métalliques. Ces sels sont des produits artificiels. Les margarates neutres sont tous insolubles, à l'exception de ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque. Ceux-ci sont même décomposés par une assez grande quantité d'eau et transformées en bimargarates insolubles. Tous les acides, excepté l'acide carbonique décomposent les margarates et en séparent l'acide margarique; si la réaction a eu lieu à chaud, celui-ci fond et surnage la liqueur sous forme d'une huile incolore qui se solidifie et cristallise à + 60°. Les margarates solubles dans l'eau le sont aussi dans l'alcool; ils ont un aspect nacré et présentent au toucher l'effet du savon.

Composition. Dans tous les margarates neutres, l'oxigène de l'oxide métallique est à celui de l'acide margarique comme 1 : 3.

MASSICOT. Dans le commerce on connaît sous cette dénomination le protoxide de plomb non vitrifié. Il se présente sous forme de poudre jaune. (Voyez *Oxides de plomb.*)

MASTIC. Résine particulière qui s'extrait par incision du tronc et des branches du *pistacia lentiscus* qui croît aux îles de l'Archipel et surtout à l'île de Chio.

Propriétés. Cette résine se présente dans le commerce sous forme de petites lames jaunâtres, demi-transparentes, d'une faible odeur, et d'une saveur un peu amère et aromatique. Elle se ramollit sous la dent. Sa densité est de 1,074. L'alcool aqueux ne la dissout qu'en partie, et laisse insoluble une matière molle, visqueuse, semblable à la résine copale, et qui se dissout bien dans l'alcool anhydre et les huiles volatiles.

Sous le nom de *mastic* on désigne plusieurs composés artificiels qui sont employés pour mastiquer le verre, tantôt contre le bois, tantôt contre les métaux : tels sont le mastic des vitriers et le mastic dont on fait usage pour luter les corps métalliques contre le verre ou la pierre. Le premier est un mélange de blanc d'Espagne et d'huile de lin, le second résulte de la fusion d'une partie de cire, de quatre parties de résine ordinaire avec une partie de brique pilée et réduite en poudre fine.

MERCURE. (Vif-argent). Métal connu de toute antiquité. On le rencontre à l'état natif en globules disséminés dans de l'argile endurcie, mais en petite quantité, le plus souvent à l'état de combinaison avec le soufre; alors il forme le minérai désigné sous le nom de *cinabre natif* et qui existe en grande masse dans certains pays; quelquefois on le trouve à l'état de chlorure et d'amalgame avec l'argent.

Propriétés. Le mercure est un métal qui est liquide à la température ordinaire, il est blanc comme l'argent et très éclatant. Comme tous les corps liquides il se divise pendant sa chute. Ses globules qui sont parfaitement sphériques lorsqu'il est pur, s'allongent s'il est allié à quelque métal étranger. Sa densité est de 13,568 à + 15. Exposé à un froid de — 40°, il se solidifie et dans cet état sa densité est de 14,391 ; il est alors malléable et mou comme du plomb. Chauffé il se dilate jusqu'à + 360°, température à laquelle il entre en ébullition et se volatilise. L'air et l'eau sont sans action sur lui à la température ordinaire ; mais à une chaleur voisine de son point d'ébullition, il s'oxide lentement et se convertit peu à peu en deutoxide de mercure.

Le signe représentatif du mercure est Hg, formé des lettres empruntées au mot latin *hydrargirum*.

L'impureté du mercure du commerce se reconnaît facilement par divers moyens qui sont souvent mis en usage

dans le commerce ; 1° par la facilité avec laquelle il se ternit à l'air ; 2° parce qu'il ne coule pas en globules sphériques, mais s'allonge en faisant la queue ; 3° par la distillation qui laisse un résidu.

Caractères distinctifs. 1° Le mercure pur est volatilisé *entièrement* par le calorique, et il se dissout sans résidu dans l'acide nitrique faible, à une douce chaleur.

2° La dissolution est incolore, et consiste en protonitrate acide de mercure qui précipite en *noir* par la potasse, la soude, l'ammoniaque ; en flocons blancs, par l'acide hydrochlorique ; *en jaune verdâtre* par l'iodure de potassium. Si l'ébullition a été continuée après la dissolution du métal, celui-ci s'est transformé en deutoxide par l'excès d'acide nitrique, et alors la potasse y produit un précipité *jaune orangé ;* l'acide hydrochlorique ne précipite plus la dissolution, et l'iodure de potassium y produit un *précipité rouge*.

3° Une lame de cuivre décapée plongée dans cette dissolution en sépare le mercure sous forme d'une poudre grise, qui, par le frottement, prend l'éclat brillant et métallique qui caractérise ce métal.

Usages. Dans plusieurs circonstances le mercure est employé comme réactif. L'affinité qu'il a pour le chlore gazeux, le fait employer pour séparer ce gaz de son mélange avec les autres fluides élastiques ; on s'en sert aussi avec avantage pour absorber le chlore libre dissous dans l'eau et mêlé à d'autres composés solubles qui n'ont pas d'action sur lui.

La propriété qu'il possède de dissoudre l'or et l'argent le rend précieux pour séparer ceux-ci de leurs minérais.

Mercure doux. Un des noms sous lesquels on désigne en médecine et en pharmacie le protochlorure de mercure.

Mercure fulminant. Nom sous lequel on connaît dans le commerce le fulminate de mercure (*Voyez* ce mot.)

. MÉTAL DE CANON. Alliage de 90 parties de cuivre et 10 parties d'étain. (Voyez *Alliages de cuivre.*)

Métal de cloche. Alliage de 75 parties de cuivre et de 25 parties d'étain. (Voyez *Alliages de cuivre.*)

MÉTALLOIDES. Dénomination donnée aux corps simples non métalliques. Ils se distinguent en général des métaux en ce qu'ils ne conduisent ni l'électricité ni le calorique. On en connait aujourd'hui douze ; l'oxigène, l'hydrogène, l'azote, le soufre, le phosphore, le chlore, le brôme, l'iode, le fluor (admis par analogie), le carbone, le bore et le silicium. On les désigne encore tous à l'exception de l'oxigène, sous le nom de corps combustibles non métalliques.

MÉTAUX. Noms que l'on donne aux corps simples combustibles, électro-positifs, opaques, conducteurs de l'électricité et du calorique, susceptibles d'acquérir un brillant particulier lorsqu'on les polit. La plupart sont solides à la température ordinaire, ils diffèrent en général des autres corps par plusieurs propriétés physiques qui n'existent point dans ceux-ci ou y sont peu développés. Les métaux varient entre eux par *leur couleur*, *leur éclat*, *leur opacité*, *leur densité*, *leur ductilité*, *leur malléabilité*, *leur tenacité*, *leur dureté*, *leur élasticité ou sonorité*, *leur dilatabilité*, *leur fusibilité*, *leur conductibilité pour la chaleur*, *leur pouvoir rayonnant*, *leur odeur et saveur*, *leur structure ou tissu*.

Leurs propriétés chimiques sont de pouvoir se combiner directement ou indirectement avec l'oxigène, et donner naissance le plus souvent à des composés *électro-positifs*, de s'unir aux métalloïdes, de se combiner entre eux, enfin de ne pouvoir s'unir aux corps déjà oxidés ou acidifiés sans être préalablement oxidés eux-mêmes.

Les métaux sont encore rangés sous le rapport de leur propriété *électro-chimique* en métaux *électro-négatifs*, ou formant avec l'oxigène des acides, et métaux *électro-positifs*

dont les composés avec l'oxigène jouent le rôle de base dans les combinaisons salines.

Leur affinité différente pour l'oxigène les a fait diviser généralement en plusieurs classes dans les divers traités de chimie générale.

MICA. Nom donné à un minéral assez commun dans une foule de roches et qu'on trouve souvent en parcelles libres, lamelleuses et brillantes, mêlé dans une multitude d'endroits aux sables qui occupent les terrains de transport. Quelques minéralogistes pensent que c'est de là que lui vient le nom de mica, dont le sens est qui *brille dans le sable.*

Le mica se divise jusqu'à une extrême ténuité en lames flexibles et élastiques. Sa densité est de 2,65 à 2,95. Sa surface est lisse, son éclat se rapproche de celui des métaux; chauffé au chalumeau il fond en un émail dant la couleur est variable suivant l'espèce. Les variétés les plus communes sont *le mica foliacé*, *le mica argentin*, *te mica noir*, *le mica métalloïde ou jaune d'or*, et d'autres qu'on distingue généralement par leur couleur particulière.

Celui qui est incolore et foliacé est composé de silice 48, alumine 34,25, potasse 8,75, oxide de fer 4,50.

Usages. Dans quelques pays, les arts tirent un parti de la structure feuilletée du mica, de sa transparence et de son élasticité. On prétend que les Russes s'en servent pour le vitrage de leurs vaisseaux, ce qui lui a fait donner le nom de verre de Moscovie. On s'est aussi servi du mica pour faire des verres de lanterne qui ont l'avantage sur la corne de ne pas être brûlés par la flamme des bougies; mêlé au sable fin coloré, il constitue la *poudre d'or* dont on se sert pour empêcher l'écriture de s'effacer sur le papier.

MIEL. Produit sucré, récolté par les abeilles sur les nectaires des fleurs, et élaboré dans leur estomac avant

d'être déposé dans les cellules des ruches. Ce produit est demi-solide à la température ordinaire, grenu, d'une couleur blanche citrine ou foncée, d'une saveur sucrée et quelquefois aromatique. Il est formé de deux espèces de sucre fermentescibles, dont l'un cristallisable en grains est identique avec le sucre de raisin, l'autre, au contraire, est incristallisable et reste sous la forme d'un sirop épais. Le miel renferme en outre une matière colorante jaune et quelquefois un peu de cire et de mannite.

La proportion de sucre cristallisable peut être déterminée en traitant à froid le miel par l'alcool, qui dissout à peine de celui-ci en s'emparant du sucre cristallisable qu'on peut obtenir par l'évaporation du dissolvant.

On distingue dans le commerce plusieurs espèces de miel suivant les pays où la récolte en a été faite; les plus usités sont le miel de Narbonne, qui est très blanc, grenu et d'un goût aromatique très agréable: il est le plus estimé; le miel du Gâtinais, d'un usage plus répandu, et tantôt incolore et tantôt jaune: il a une saveur douce et agréable, mais moins aromatique que le précédent; enfin le miel de Bretagne, si usité dans la médecine vétérinaire, est jaune franc ou brun, d'une saveur et d'une odeur peu agréables: il contient le plus souvent des débris d'alvéoles, des larves et des œufs des abeilles.

Sophistications. Le miel est quelquefois mélangé par les commerçans avec de la fécule ou de la farine de haricots, pour lui donner du poids et de la blancheur. Comme ces substances ajoutées au miel sont insolubles dans l'eau froide, il est extrêmement facile de les reconnaître en dissolvant le miel dans l'eau froide; elles se séparent l'une ou l'autre sous forme d'une poudre blanche que la teinture d'iode colore en bleu violet.

MINIUM OU MINE ORANGE. Noms techniques sous les-

quels on connaît le deutoxide de plomb ou oxide rouge de plomb. (Voyez *Oxides de plomb.*)

MISPICKEL. On donne en minéralogie ce nom à un minérai qu'on trouve dans les terrains anciens et composé d'arseniure et de sulfure de fer. Il est d'un gris blanc à cassure grenue métallique. Sa densité est de 5,6. Chauffé seul dans un tube, il donne un sublimé rouge de sulfure d'arsenic, puis un sublimé noir d'arsenic métallique; calciné au chalumeau sur le charbon il dégage une fumée épaisse d'une odeur alliacée et sulfureuse, et se fond en un globule gris. Il est composé d'un atome de biarséniure de fer et un atome de bisulfure de fer.

MOLYBDATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide molybdique avec les oxides métalliques. Un seul molybdate se rencontre dans la nature, c'est celui à base de protoxide de plomb. Tous les autres sont des produits artificiels; on les forme directement ou par double décomposition.

Les molybdates alcalins et terreux sont incolores et solubles dans l'eau, à l'exception du molybdate de barite qui y est insoluble. Ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque, peuvent être obtenus cristallisés.

Dans les molybdates neutres, la proportion d'oxigène, de l'oxide est à celle de l'oxigène de l'acide : : 1 : 3, et à la quantité d'acide : : 1 : 8,96.

Caractères distinctifs. 1° Les molybdates solubles ont une faible saveur métallique, les autres sont insipides.

2° Chauffés, ils ne se décomposent pas à l'exception de celui à base d'ammoniaque, qui laisse à l'air de l'acide molybdique qui, au feu de réduction, se transforme en oxide bleu de molybdène.

3° Calcinés avec de l'ydrochlorate d'ammoniaque ils donnent une masse noire de laquelle on extrait par l'eau de l'oxide de molybdène.

4° La solution aqueuse des molybdates alcalins est précipitée en flocons blancs par les acides, le précipité se redissout dans un excès d'acide; en ajoutant une lame de zinc, la dissolution dépose peu à peu de l'oxide de molybdène qui communique à la liqueur une teinte bleue d'abord, puis verte et enfin noire.

5° L'acide sulfureux ajouté à la solution des molybdates la fait devenir bleue par une même décomposition.

6° Les hydrosulfates ne précipitent pas les molybdates; mais si l'on ajoute un acide au mélange, il se forme un précipité brun marron de sulfure de molybdène hydraté, enfin le cyanure de fer et de potassium précipite en brun rouge la solution des molybdates acidulée par un acide.

MOLYBDÈNE. Métal très réfractaire qu'on n'a encore obtenu qu'en petite quantité; il se trouve dans la nature uni au soufre ou à l'oxigène dans deux minéraux particuliers.

Propriétés. Le molybdène fondu est blanc d'argent mat à sa surface, il est gris dans son intérieur et à grains serrés. Sa densité est de 8,615 à 8,636. Ce métal est cassant et susceptible de s'aplatir un peu avant de se rompre.

Caractères. 1° Chauffé au rouge naissant il s'oxide et passe à l'état d'oxide brun qui devient bleu à une température rouge brun; à une température élevée il passe à l'état d'acide molybdique, et se volatilise en partie.

2° Traité par l'acide nitrique ce métal se dissout, même à froid, en passant à l'état de nitrate de peroxide de molybdène coloré en rouge, mais un excès d'acide nitrique le transforme à une douce chaleur en acide molybdique qui se dépose en poudre blanche cristalline.

3° Calciné avec le nitre il est converti en acide molybdique qui reste uni à la potasse et forme une combinaison soluble dans l'eau, et présentant tous les caractères des molybdates solubles.

MONNAIE. On donne ce nom aux diverses pièces d'or, d'argent ou de cuivre, marquées de certaines empreintes et qui sont employées comme valeurs d'échange dans les opérations commerciales. La monnaie d'or ou d'argent est fabriquée avec des alliages de ces métaux, unis à un dixième de leur poids de cuivre. (Voyez *Alliages d'argent ou d'or.*)

MORDANTS. Dans l'art de la teinture on désigne sous ce nom divers composés chimiques employés pour fixer les couleurs sur les tissus qu'on veut teindre. Les mordants les plus employés sont l'alun, l'acétate d'alumine, le bichlorure d'étain, le bitartrate de potasse, etc. Ces composés, dissous dans l'eau, s'unissent en partie aux tissus qu'on plonge dans leur solution et augmentent leur affinité pour les principes colorants qui servent à les teindre.

MORPHINE. Alcali organique ou alcaloïde, qui existe dans l'opium à l'état de combinaison avec l'acide méconique ou de méconate acide. C'est à cette base salifiable que l'opium doit une partie de ses propriétés soporatives. La morphine a été trouvée dans les tiges et capsules de nos pavots indigènes, mais en petite quantité.

Divers procédés sont employés pour l'extraire de l'opium et la séparer des principes avec lesquels elle est unie et mêlée dans ces produits.

Propriétés. La morphine obtenue par cristallisation de sa solution alcoolique se présente en petites aiguilles incolores, légères et brillantes, qui deviennent opaques en se déshydratant lorsqu'on les expose à une température peu élevée. Elle est inodore et d'une saveur amère assez marquée. Chauffée, elle fond sans se décomposer et forme un liquide jaune qui cristallise et redevient blanc par le refroidissement. L'eau froide est sans action sur elle, mais l'eau bouillante en dissout 1/80. Cette solution chaude verdit le sirop de violettes et ramène au bleu la teinture de tournesol.

L'éther sulfurique est sans action sur elle, mais l'alcool la dissout surtout à chaud; et quand il en est saturé elle s'en dépose et cristallise en aiguilles blanches prismatiques par le refroidissement. Les acides minéraux étendus d'eau la dissolvent en se saturant et formant avec elle des sels solubles, neutres et cristallisables.

Composition. Cette base organique, à l'état anhydre, contient :

Carbone......	72,20	ou 34 atomes.
Hydrogène...	6,24	36 atomes.
Azote........	4,92	2 atomes.
Oxigène......	16,66	6 atomes.
	100,00	

Sa formule = $C^{34}\ H^{36}\ Az^{2}\ O^{6}$.

Caractères distinctifs. 1° Calcinée dans une cuiller de platine, la morphine fond, se boursoufle en noircissant. répand une odeur de résine et brûle avec une flamme vive, fuligineuse. Le résidu charbonneux qu'elle laisse brûle sans résidu par une calcination prolongée.

2° Traitée par un acide minéral étendu d'eau elle se dissout entièrement et forme une dissolution incolore, d'une saveur amère très prononcée. Cette dissolution est précipitée en flocons blancs par les alcalis, ainsi que par la solution d'acide tannique et l'infusion de noix de galles.

3° Mise en contact avec l'acide nitrique concentré elle prend en se dissolvant une teinte rouge de sang qui passe au-rouge orangé, et ensuite au jaune foncé.

4° Le perchlorure de fer neutre lui fait prendre une belle couleur bleu foncé qui disparaît par un excès d'acide, et reparaît quand on sature par un alcali.

5° Enfin l'acide iodique en solution aqueuse versé sur de la morphine est à l'instant décomposé, l'iode mis en

liberté colore le liquide en brun rougeâtre et se reconnait à son odeur particulière. Si on mélange à la morphine un peu d'amidon, l'iode mis en liberté se reconnait à la coloration bleue qu'il produit avec celui-ci. Ce moyen, d'après les expériences de Sérullas, permet de reconnaître un centième de grain de morphine.

MORTIER. On donne ce nom à un mélange de sable siliceux et de chaux hydratée ou éteinte dont on fait usage ordinairement à l'état pâteux pour unir et joindre les pierres dans les constructions.

Les mortiers prennent plus ou moins de consistance et de dureté par la dessiccation, par l'union de la silice du sable avec une partie de la chaux qui se transforme en silicate. D'après les expériences de M. Vicat, ingénieur des ponts et chaussées, le sable peut être remplacé avec avantage dans la confection des mortiers par des produits naturels ou artificiels, tels que les *pouzzolanes*, les *scories de forge*, la *cendrée*, les *débris de poteries*, *de briques ou tuileaux* pulvérisés plus ou moins grossièrement. C'est à ces mélanges employés dans les arts qu'on donne le nom de *ciments*.

MOUFLE. Espèce de four demi-cylindrique, en terre cuite, réfractaire, dans lequel on exécute un grand nombre d'opérations pyrognostiques qui exigent la présence de l'air, telles que les grillages des minérais, les scorifications et la coupellation des alliages d'or et d'argent. (Voyez *Coupellation*.)

MURIATES. Nom sous lequel on désignait autrefois les chlorures métalliques et les hydrochlorates avant la découverte du chlore.

MURIATES SUROXIGÉNÉS. Dénomination qui était donnée aux sels que l'on connaît aujourd'hui sous le nom de *chlorates*.

N.

NACRE DE PERLES. Matière blanche irisée et argentée, d'un éclat brillant, qui constitue la partie interne de beaucoup de coquilles, mais particulièrement de celles qui contiennent des perles. Cette substance offre la même composition que celles-ci, et contient 34 parties d'une matière albumineuse que les acides en séparent sous forme de membranes, et 66 parties de carbonate de chaux et de phosphate de chaux.

Caractères. 1° Chauffée à l'air la nacre brunit en exhalant une odeur de corne brûlée, et blanchit ensuite par une calcination prolongée.

2° Mise en contact avec de l'acide nitrique faible elle se dissout avec effervescence en abandonnant sa matière animale sous forme de membranes ou de flocons. Cette dissolution, saturée par l'ammoniaque, produit un léger précipité de phosphate de chaux; l'oxalate d'ammoniaque y forme ensuite un précipité blanc abondant.

NAPHTE. On a donné ce nom à un bitume fluide, huileux, qui, dans certains pays, découle spontanément des couches de terre argilo-marneuse qui en sont imprégnées.

Propriétés. Le naphte qu'on désigne sous le nom d'huile de naphte est incolore ou légèrement jaunâtre, d'une odeur très forte, analogue à celle de l'essence de térébenthine. Sa densité est de 0,753. Son point d'ébullition est à +85°,5. Il est insoluble dans l'eau à laquelle il communique cependant son odeur caractéristique. L'alcool anhydre le dissout en toutes proportions comme les essences, et il en est précipité par l'addition de l'eau.

Composition. L'huile de naphte est un véritable carbure d'hydrogène formé sur cent parties de :

Carbone......	88,02	ou 3 atomes.
Hydrogène....	11,98	5 atomes.
	100,00	

Sa formule est $C^3 H^5$.

Usages. On emploie en chimie cette huile pour conserver le potassium et le sodium, ou d'autres corps très oxidables à l'air.

NARCOTINE. Sous ce nom on connaît aujourd'hui un alcali organique qui a été extrait de l'opium en 1804 par M. Desrone et désigné à cette époque sous le nom de *sel cristallisable de l'opium*, *sel de Desrone.*

La narcotine existe à l'état de liberté dans l'opium et peut être obtenue directement en traitant l'opium ou son extrait aqueux par l'éther sulfurique.

Propriétés. A l'état de pureté la narcotine se présente en cristaux incolores ou en paillettes nacrées, elle est insipide et ne possède pas comme la morphine, la propriété de ramener au bleu la teinture de tournesol rougie. Chauffée elle fond à une température peu élevée et cristallise en refroidissant. L'eau froide est sans action sur elle, mais elle se dissout aisément dans l'éther sulfurique et dans l'alcool. Les acides étendus d'eau la dissolvent, mais forment des sels acides cristallisables.

Composition. Cette base alcaloïde est formée de :

Carbone.....	65,27	ou 40	atomes.
Hydrogène..	5,52	40	id.
Azote.......	3,58	2	id.
Oxigène.....	25,63	12	id.
	100,00		

Sa formule = $C^{40} H^{40} Az^2 O^{12}$.

Caractères distinctifs. La narcotine se distingue facile-

ment de la morphine en ce qu'elle ne prend aucune coloration, ni avec l'acide nitrique concentré, ni avec le perchlorure de fer; elle est aussi sans action sur l'acide iodique. Sa solubilité dans l'éther sulfurique permet de la séparer de la morphine lorsqu'elle est mélangée à cette base ou à ses divers composés.

NATRIUM. Nom donné par les chimistes allemands au sodium. (Voyez *Sodium*).

NATRON. Carbonate de soude naturel et impur qui se sépare par évaporation spontanée des eaux de certains lacs de l'Egypte; on en rencontre dans d'autres pays, tels que *la Hongrie* et *l'Amérique*. Le natron de l'Egypte contient toujours une certaine quantité de chlorure de sodium et un peu de sulfate de soude, qu'on y reconnaît en sursaturant sa solution par l'acide nitrique, et y versant d'une part du nitrate d'argent et de l'autre du nitrate de barite.

NÉROLI. Nom sous lequel on désigne dans le commerce l'huile volatile de fleurs d'oranger. Le néroli récemment obtenu par distillation des fleurs est très fluide, jaune, plus léger que l'eau et d'une odeur agréable; à la lumière diffuse il prend une couleur rouge jaunâtre. Dans le commerce le néroli est souvent mélangé avec de l'alcool dont on peut reconnaître la présence par le moyen que nous avons rapporté aux falsifications des huiles volatiles (voyez *Huile volatile*). Quelquefois on y ajoute de l'huile volatile d'orangettes qu'on ne peut distinguer qu'en comparant l'odeur à celle du néroli pur.

NICKEL. Métal très répandu dans la nature à l'état de combinaison avec l'arsenic, le fer, le cuivre et le colbalt. Il existe aussi à l'état d'oxide combiné à l'acide arsenique ou à l'état d'arséniate. Ce métal entre aussi pour une faible partie dans le fer météorique et les pierres tombées du ciel.

Propriétés. Le nickel est blanc argentin, malléable et

ductile, inaltérable à l'air à la température ordinaire. Sa densité lorsqu'il a été fondu est de 8,380, après avoir été forgé il en possède une de 8,820. Comme le fer, il jouit de la propriété magnétique, mais à un degré inférieur. Chauffé au contact de l'air il s'oxide et brûle à une très haute température.

Caractères distinctifs. 1° Traité par les acides sulfurique et hydrochlorique étendus d'eau, le nickel se dissout lentement avec dégagement de gaz hydrogène.

2° L'acide nitrique faible en opère rapidement la dissolution avec dégagement de deutoxide d'azote en se colorant en vert d'émeraude.

3° La dissolution de nickel dans les acides est verte : elle forme un précipité floconneux verdâtre avec les alcalis fixes caustiques; l'ammoniaque n'y produit pas de précipité, mais une couleur bleu foncé; l'acide hydrosulfurique n'y occasionne pas de précipité, mais les hydrosulfates y déterminent un précipité noir floconneux; enfin la solution de cyanure de fer et de potassium y produit un précipité vert-pomme, insoluble dans l'eau.

NIHIL ALBUM. Nom donné par les anciens chimistes à l'oxide de zinc obtenu de la combustion de ce métal à l'air. C'est en raison de sa blancheur qu'on lui avait donné autrefois ce nom particulier.

NITRATES ou AZOTATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide nitrique avec les oxides métalliques ou avec les autres bases salifiables.

Un petit nombre de nitrates se rencontrent dans la nature, ce sont ceux à base de potasse, de soude, de chaux et de magnésie. Tous les autres sont formés artificiellement par l'action de l'acide nitrique sur les métaux, les oxides ou les sulfures métalliques, ou sur certains carbonates.

Tous les nitrates métalliques sont solubles dans l'eau

sans décomposition, à l'exception de quelques uns qui ne s'y dissolvent qu'autant qu'ils sont avec excès d'acide. Les nitrates à base organique sont tous solubles.

Exposés à l'action du feu ces sels se décomposent à une température plus ou moins élevée et fournissent des produits gazeux variables, suivant les bases qui sont unies à l'acide nitrique. Si l'oxide est fixe et indécomposable, il reste pour résidu; dans l'autre cas, il est réduit en partie ou en totalité, ou il se suroxide aux dépens de l'oxigène de l'acide nitrique décomposé.

Composition. Dans tous les nitrates neutres, 1 atome d'acide nitrique est saturé par un atome d'oxide, de manière que la quantité d'oxigène de la base est à la quantité d'oxigène de l'acide : : 1 : 5.

Caractères distinctifs. 1° Réduits en poudre et projetés sur les charbons ardents les nitrates, à l'exception d'un petit nombre d'entre eux, fusent et scintillent en se décomposant.

2° Mis en contact avec de l'acide sulfurique concentré ils sont tous décomposés à la température ordinaire et laissent dégager *sans effervescence* l'acide nitrique sous forme de vapeurs blanches piquantes.

3° Si après les avoir mêlés avec un peu de limaille de cuivre, on les traite par l'acide sulfurique hydraté, ils laissent dégager souvent à la température ordinaire, ou à une douce chaleur du deutoxide d'azote dont la présence est constatée par l'apparition des vapeurs rutilantes d'acide hyponitrique qu'il produit au contact de l'air.

4° De toutes les réactions la plus sensible pour distinguer des traces de nitrate est celle que manifeste la solution de protosulfate de fer dans l'acide sulfurique concentré. Des atomes de nitrate colorent en rouge vineux cette solution, comme M. Desbassins de Richemont l'a établi

dans des expériences curieuses qu'il a publiées. (Voyez *Acide nitrique*, ses caractères distinctifs, page 85).

Nitrate d'ammoniaque. (*Nitre inflammable* des anciens chimistes. *Nitrate ammonique*, Berz.). Ce sel n'existe pas dans la nature, on le forme par saturation réciproque de ses deux principes constituants.

Propriétés. Le nitrate d'ammoniaque se présente en longs prismes aiguillés, flexibles et inodores, mais d'une saveur âcre et piquante. Il est très soluble dans l'eau. Chauffé il fond, perd son eau de cristallisation et se décompose à + 250° en protoxide d'azote et en vapeur d'eau.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons incandescents, ce sel brûle rapidement en répandant une lueur jaunâtre et sans laisser de résidu.

2° L'acide sulfurique concentré en dégage des vapeurs d'acide nitrique.

3° Trituré avec un peu de chaux il laisse exhaler aussitôt du gaz ammoniac.

Usages. La propriété que possède ce nitrate de brûler le charbon à une température peu élevée et d'être transformé tout à fait en produits volatils par l'action du feu le rend précieux dans l'analyse organique pour aider la combustion de certains résidus charbonneux difficiles à incinérer.

Nitrate d'argent. (*Nitrate argentique*, Berz.) Ce sel résulte de la dissolution de l'argent fin dans l'acide nitrique pur et de la concentration de la dissolution d'où il se sépare en cristallisant.

Propriétés. Le nitrate d'argent cristallisé est en lames carrées, incolores, d'une saveur âcre et amère. Il ne renferme pas d'eau de cristallisation ; exposé à la lumière il s'altère et noircit, à une température peu élevée il se liquéfie entièrement et peut être coulé en petits cylindres dans une lingotière. C'est sous cette forme qu'on l'emploie en

médecine ; il est alors connu sous le nom de *pierre infernale*. Ce sel est soluble dans son poids d'eau froide. Sa solution n'a point de réaction acide comme celle d'autres nitrates métalliques.

Composition. Il est formé d'un atome d'acide nitrique uni à un atome d'oxide d'argent, ou en poids de :

Acide nitrique.....	31,81	ou 1 atome.
Oxide d'argent.....	68,19	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{A}g\overset{\therefore}{\dot{A}}z$.

Caractères distinctifs. 1° Le nitrate d'argent cristallisé ou fondu, mis en contact avec un charbon ardent fond et fuse subitement avec déflagration en laissant une couche blanche d'argent mat.

2° L'acide sulfurique concentré en dégage des vapeurs d'acide nitrique, et il présente toutes les autres réactions qui caractérisent le genre nitrate.

3° L'eau le dissout complètement en formant avec lui une solution incolore qui n'est ni colorée ni précipitée par l'ammoniaque, tandis que la solution de potasse ou de chaux y forme un précipité gris olivâtre d'oxide d'argent hydraté : l'acide hydrochlorique ou la solution d'un chlorure y produit un précipité blanc caillebotté de chlorure d'argent, insoluble dans l'eau et les acides, mais soluble dans l'ammoniaque ; le cyanure de fer et de potassium occasionne dans cette solution un précipité blanc.

Usages. La solution de nitrate d'argent est d'un fréquent usage comme réactif, non seulement elle sert pour reconnaître les plus petites quantités d'acide hydrochlorique ou d'un chlorure dissoutes dans l'eau ; mais elle est employée pour doser ces corps dans les analyses minérales.

L'insolubilité des brômure, iodure et cyanure d'ar-

gent permet d'en faire usage aussi pour estimer les plus petites quantités de brôme, d'iode ou de cyanogène, soit à l'état d'hydracides ou unies à des métaux alcalins.

Falsification du nitrate d'argent. Dans le commerce le nitrate d'argent, qui constitue la pierre infernale, est quelquefois uni à une petite quantité de deutonitrate de cuivre, formé aux dépens du cuivre que contenait l'argent avec lequel il a été préparé ; ou bien on y a ajouté avec intention du nitrate de potasse dans un intérêt cupide. La présence du deutonitrate de cuivre est facile à constater, parce que sa solution dans l'eau est bleuâtre, qu'elle prend une teinte bleue plus foncée par l'ammoniaque, et que le cyanure de fer et de potassium y détermine un précipité rougeâtre. Quant au nitrate de potasse on ne peut le reconnaître qu'en décomposant la solution, soit par l'acide hydrosulfurique, soit par l'acide hydrochlorique, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, et évaporant la liqueur filtrée jusqu'à siccité. Le résidu renferme tout le nitrate de potasse ajouté.

Nitrate de barite. (*Nitrate barytique.* Berz.) Dans les laboratoires on prépare ordinairement ce sel en décomposant le sulfure de barium dissous dans l'eau par l'acide nitrique.

Propriétés. A l'état de pureté le nitrate de barite s'offre en cristaux blancs octaédriques, d'une saveur âcre et piquante. Il ne contient pas d'eau de cristallisation, mais de l'eau d'interposition qui le fait décrépiter sur les charbons rouges. Exposé à l'action du calorique il fond, se décompose ensuite, et abandonne de l'oxigène en se transformant en hyponitrite; à une température plus élevée il donne de l'oxigène, de l'acide hyponitrique en laissant de la barite pure. L'eau à 0 en dissout les 5/100 de son poids, à 101° 35/100 environ.

Composition. Ce nitrate est formé de :

Acide nitrique......	41,44	1 atome.
Protoxide de barium.	58,56	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Ba\,O, \overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{Az}$.

Caractères distinctifs. 1° Réduit en poudre et projeté sur les charbons ardents le nitrate de barite décrépite, fond et fuse légèrement en scintillant sur le charbon.

2° Traité par l'acide sulfurique seul ou mêlé de limaille de cuivre, il se comporte comme tous les autres nitrates.

3° Sa solution aqueuse n'est précipitée ni par le cyanure de fer et de potassium, ni par l'ammoniaque, mais le carbonate de potasse et l'acide sulfurique y produisent des précipités blancs; le chrômate neutre de potasse un précipité jaune citrin. Étendue d'une grande quantité d'eau distillée, cette solution précipite encore par l'acide sulfurique.

Usages. Comme tous les composés solubles du barium, le nitrate de ce métal peut être employé pour découvrir la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné, et en doser la quantité.

Dans l'analyse des minéraux contenant de la potasse ou de la soude on fait usage de ce sel pour les calciner et les rendre attaquables par les acides. C'est sur ce principe qu'est fondé le procédé pour extraire l'oxide de lithium des pierres ou roches qui le contiennent. A cet effet on calcine dans un creuset de platine couvert la pierre réduite en poudre impalpable, et mélangée avec 3 à 4 fois son poids de nitrate de barite pur. La masse calcinée est ensuite délayée dans l'eau et dissoute dans l'acide hydrochlorique. On sépare l'acide silicique par évaporation à siccité, on traite par l'eau acidulée le résidu de l'évaporation, et l'acide silicique déshydraté se précipite en poudre

blanche qu'on recueille sur un filtre pesé. Dans la liqueur filtrée se trouvent tous les autres éléments de la pierre, plus la barite. On précipite celle-ci par l'acide sulfurique pur, et on sépare ensuite tous les autres oxides par le carbonate d'ammoniaque. La potasse, la soude ou le lithium, s'il en existe dans la pierre, restent à l'état de sel dans la dissolution avec les sels ammoniacaux formés, qu'on sépare en dernier lieu par la calcination du résidu obtenu de l'évaporation.

Nitrate de cobalt. (*Protonitrate de cobalt, nitrate cobaltique.* Berz.) Ce sel s'obtient en dissolvant le carbonate de cobalt dans l'acide nitrique, et évaporant à siccité la dissolution pour la priver de l'excès d'acide.

Propriétés. Le protonitrate de cobalt cristallise en très petits prismes rouges qui sont déliquescents à l'air. Chauffé il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche en prenant une couleur bleue et se décompose ensuite en donnant de l'oxigène, de l'acide hyponitrique, et pour résidu du deutoxide de cobalt.

Composition. Il est formé de ;

Acide nitrique.....	59,1	ou 1 atome.
Protoxide de cobalt.	40,9	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $\dot{Co}\,\overset{\therefore\,:}{Az}$.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel projeté sur les charbons ardents fond d'abord, se décompose en fusant légèrement, et laisse une tache noire de peroxide de cobalt.

2° A part les caractères qu'il présente avec les réactifs qui font distinguer les autres nitrates, sa solution aqueuse forme avec la potassse un précipité bleu de lavande, qui

se redissout dans l'ammoniaque en la colorant en rouge foncé. Au bout de quelque temps le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité verdâtre; l'acide hydrosulfurique n'y apporte aucun changement, mais les hydrosulfates y déterminent un précipité noir.

Usages. Le nitrate de cobalt en solution est employé avec avantage pour distinguer au chalumeau l'oxide d'aluminium de l'oxide de magnésium et les composés naturels dans lesquels ils entrent. Si après avoir mouillé ces deux oxides avec une goutte de la solution, on les chauffe fortement sur le charbon, on reconnaît que l'alumine prend une *couleur bleue* plus ou moins foncée, et la magnésie une couleur *rose pâle* (Berzélius). Pour reconnaître ces bases dans des pierres dures et cristallisées, il convient de broyer la substance avec de l'eau et de la convertir en une espèce de bouillie, dont une goutte placée sur le charbon, desséchée et mouillée avec la solution de cobalt, est ensuite chauffée peu à peu au rouge.

Nitrates de mercure. On en connaît deux espèces neutres qui correspondent aux deux oxides de ce métal; le protonitrate (*nitrate mercureux*), et le deutonitrate (*nitrate mercurique*, Berz.). On les obtient tous les deux par l'action de l'acide nitrique pur sur le mercure.

Protonitrate de mercure. Il se présente en cristaux blancs prismatiques, d'une saveur âcre et très styptique. Chauffé modérément il se décompose en donnant de l'acide hyponitrique, de l'oxigène et du deutoxide de mercure. L'eau froide le décompose et le fait passer à l'état de protonitrate acide qui se dissout, et de sous-protonitrate qui se sépare; ce dernier sous-sel est de nouveau transformé par l'eau chaude en nitrate plus basique qui apparaît alors sous forme d'un précipité jaune verdâtre.

Composition. Il est formé de :

Acide nitrique.......	19,09	ou 1	atome.
Protoxide de mercure.	74,54	1	atome.
Eau...............	6,37	2	atomes.
	100,00		

Sa formule $= \dot{H}g\,\dddot{A}z + 2\dot{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel ne fuse pas lorsqu'on le projette sur les charbons ardents, mais il exhale une vapeur rutilante ayant l'odeur de l'acide hyponitrique; le résidu devient jaune, ensuite rougeâtre, et se dissipe par une plus forte chaleur.

2° L'acide sulfurique concentré, la solution de protosulfate de fer dans l'acide sulfurique, agissent sur lui comme sur les autres nitrates.

3° La solution aqueuse précipite en *noir* par les alcalis, en *blanc* par l'acide hydrochlorique, en *jaune* verdâtre par l'iodure de potassium; une lame de cuivre en sépare le mercure métallique.

Usages. La solution aqueuse de protonitrate acide de mercure étant décomposé par l'acide hydrochlorique et les chlorures et transformé en protochlorure de mercure, peut servir à doser le chlore dans ces divers composés. On emploie cette même solution pour précipiter l'acide chrômique de ses composés solubles, et apprécier, en le décomposant au feu, le protoxide de chrôme qui préexistait dans les composés minéraux qu'on analyse.

Deutonitrate de mercure. Ce sel est blanc, acide, plus âcre et plus caustique que le protonitrate. Mis en contact avec l'épiderme, il le tache en noir en se réduisant. Exposé à l'air il en absorbe l'humidité; traité par l'eau il se décompose en se transformant en sel acide qui se dissout en un sel basique insoluble. Décomposé par la chaleur il fournit les mêmes produits que le protonitrate.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé il se décompose comme le protonitrate, sans donner de signe de scintillation sur les charbons ardents.

2° Le deutonitrate de mercure se distingue aisément du protonitrate en ce que sa solution aqueuse est précipitée en *jaune* par la potasse, la soude ou l'eau de chaux en excès; en *blanc* par l'ammoniaque; l'iodure de potassium y produit un précipité rouge coquelicot, enfin ni l'acide hydrochlorique étendu d'eau, ni la solution d'un chlorure alcalin, n'y forment de précipité, comme cela a lieu dans le protonitrate de mercure.

Usages de la solution mixte de protonitrate et de deutonitrate de mercure. Cette solution qui se produit en dissolvant 6 parties de mercure dans 7 parties 1/2 d'acide nitrique à 38°, est employée, comme nous l'avons rapporté à l'article huile d'olives, pour la solidifier et reconnaître son degré de pureté. M. Félix Boudet, a démontré que cette solution était formée de protonitrate, de deutonitrate et d'hyponitrate de mercure, que les deux premiers sels étaient étrangers au phénomène de solidification qu'il fallait attribuer à l'acide hyponitrique, de l'hyponitrate contenu dans cette solution. (*Journal de chimie médicale*, tome VIII, page 642.)

D'après des expériences que nous avons faites, la solution mixte de protonitrate et de deutonitrate de mercure peut fournir plusieurs caractères, à l'aide desquels on parvient à distinguer entre eux plusieurs principes immédiats azotés, comme on peut le voir dans le tableau que nous consignons ici.

Tableau présentant la coloration que prennent certaines substances organiques par la solution mixte de protonitrate et de deutonitrate de mercure.

SUBSTANCES ROUGISSANT PAR LA SOLUTION MIXTE DE PROTONITRATE ET DE DEUTONITRATE DE MERCURE.	SUBSTANCES NE ROUGISSANT PAS.
Fibrine.	Urée solide et dissoute.
Albumine desséchée.	Acide urique (jaunit un peu).
Albumine liquide.	Acide allantoïque.
Albumine végétale.	Oxide cystique (cystine).
Gélatine en feuille.	Osmazôme.
Caséum.	Cholestérine (jaunit).
Gluten.	Picromel.
Corne.	Sucre de lait.
Ongle.	Quinine, Cinchonine } jaunissent un peu.
Lait.	
Membrane séreuse.	Morphine, Narcotine } deviennent jaunes et ensuite d'un brun-rougeâtre.
Membrane muqueuse.	
Laine blanche filée.	Acide oxalique.
Soie blanche filée.	— tartrique.
Morceau d'amande douce.	— malique.
Farine de froment.	— citrique.
Papier gris inférieur.	Sucre de canne.
	— de betterave.
	Amidon pur de froment.
	— de pommes de terre.
	Ligneux pur.
	Papier blanc,
	Fil blanc de coton.
	Fil blanc de lin.

Nitrate de plomb. (*Protonitrate de plomb*, *nitrate plombique*, Berz.) On le prépare en dissolvant le plomb ou le protoxide de plomb dans l'acide nitrique pur, et évaporant la dissolution jusqu'au point de cristallisation.

Propriétés. Ce nitrate est en cristaux blancs, tétraédriques, transparents ou opaques; sa saveur est âpre, sucrée et astringente. Chauffé, il décrépite, fond à une chaleur rouge, et se décompose en donnant du gaz oxigène de la vapeur d'a-

çide hyponitrique, et laissant une masse jaune de protoxide de plomb. L'eau, à la température ordinaire, en dissout 1/8 de son poids, et l'eau bouillante une plus grande quantité.

Composition. Ce nitrate est anhydre ; il contient :

Acide nitrique	32,7	1 atome.
Protoxide de plomb	67,3	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $\dot{P}b \overset{\because}{Az}$.

Usages. Le nitrate de plomb, comme l'acétate de plomb, est employé dans une foule de cas pour opérer des doubles décompositions des sels et séparer leurs acides qui se sont précipités en combinaison avec l'oxide de plomb.

Dans l'analyse minérale par la voie sèche et humide, il a été proposé pour exécuter l'analyse des minéraux qui contiennent de l'alcali. A cet effet, on calcine dans un creuset de platine le minéral réduit en poudre fine et mélangé à trois fois son poids de nitrate de plomb pur. La masse calcinée est ensuite dissoute dans l'acide nitrique étendu d'eau au lieu d'acide hydrochlorique qu'on emploie ordinairement. Cette substitution indiquée ici est fondée sur la solubilité du nitrate de plomb et le peu de solubilité du chlorure de plomb qui se formerait dans le travail analytique, et se mêlerait aux divers éléments qu'on séparerait.

L'emploi du nitrate de plomb dans ces sortes d'analyse minérale présente cet avantage que l'oxide de plomb peut être ensuite éliminé, soit par l'acide sulfurique, soit par un courant de gaz hydrosulfurique des produits qui existaient dans le minéral avant la calcination avec le nitrate de plomb.

Nitrate de potasse. (*Nitrate potassique*, Berz.) On le connaît vulgairement sous le nom de *salpêtre*, *nitre* ou *sel de nitre.* Ce sel se rencontre dans le sol de plusieurs pays

et dans certaines roches calcaires à la surface desquelles il vient s'effleurir. Dans nos climats, on le trouve tout formé dans les vieux plâtras des habitations, et mêlé aux nitrates de chaux et de magnésie. C'est de ces matériaux qu'on le retire dans les arts.

Propriétés. Le nitrate de potasse, cristallisé régulièrement, affecte la forme de longs prismes hexaédriques striés, inaltérables à l'air. Il est anhydre, inodore ; sa saveur est fraîche et piquante. Exposé à l'action de la chaleur, il fond à + 350° ; à une chaleur rouge, il se décompose en abandonnant une partie de son oxigène, et passe à l'état d'hyponitrite qu'une température élevée décompose ensuite. L'eau à 0 en dissout les 13/100 environ de son poids, à + 50 les 85/100 et 246/100 à + 100. L'alcool anhydre est sans action sur lui.

Composition. Il contient sur 100 parties :

Acide nitrique.	53,45	1 atome.
Potasse.......	46,55	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{K}\ \overset{\therefore}{Az}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, il fuse et en augmente vivement la combustion avec scintillation.

2° L'acide sulfurique versé sur ce sel réduit en poudre le décompose et en dégage bientôt des vapeurs blanches et piquantes d'acide nitrique.

3° Dissous dans l'eau distillée, il forme une solution qui n'est troublée ni par le nitrate de barite, ni par le nitrate d'argent, et sur laquelle le carbonate de potasse, l'oxalate d'ammoniaque, et le cyanure de fer et de potassium, sont sans effet lorsque ce sel est pur.

4° Le bichlorure de platine produit avec la solution

concentrée de nitrate de potasse un précipité jaune orangé, et la solution d'acide tartrique y détermine un précipité blanc cristallin.

Essai du salpêtre. Le salpêtre brut, tel que les salpêtriers le livrent à l'administration des poudres et salpêtres, contient de l'humidité et 12 à 15 pour 100 de chlorure de sodium ou de potassium. On détermine la quantité exacte de nitrate de potasse qu'il renferme en le traitant à 2 ou à 3 reprises par 2 fois son poids d'une solution saturée de nitre pur qui jouit de la propriété de dissoudre les chlorures mélangés au nitrate de potasse qu'on essaie sans agir sur ce sel. Le résidu insoluble est reçu sur un filtre, et après l'avoir laissé égoutter, on le met avec le filtre sur une double feuille de papier gris qu'on place sur un lit de chaux pour absorber l'eau qui y reste encore. Après avoir détaché le sel du filtre, on le dessèche dans une capsule à une douce chaleur. La différence entre son poids et celui du salpêtre brut indique la proportion de matières étrangères qu'il contenait. Toutefois l'expérience a appris qu'il fallait ajouter à la perte éprouvée, 2 pour 100, quantité qui est due d'après des essais à du nitre qui se précipite de la solution saturée pendant l'opération.

Le salpêtre ayant subi cette purification, on le fait dissoudre dans l'eau distillée, afin de le séparer des matières étrangères insolubles, telles que terre ou sable qu'il pouvait contenir. Le poids de ce résidu insoluble, retranché du poids precédent fait connaître celui du nitrate de potasse pur contenu dans l'échantillon qu'on a examiné.

Quant à la proportion d'humidité elle est facile à déduire directement en fondant le salpêtre dans un creuset de platine taré d'avance.

Un autre moyen consiste à dissoudre le salpêtre brut dans l'eau distillée et à précipiter la solution par le nitrate

d'argent pour déduire de la proportion de chlorure d'argent sec celle du chlorure de sodium qu'il contient, mais ce moyen est d'une exécution plus longue.

Enfin, M. Gay-Lussac a proposé une méthode particulière qui consiste à faire un mélange exact de 10 parties de nitre que l'on veut essayer, avec 5 de charbon lavé et 40 parties de sel marin réduit en poudre fine, et à calciner ce mélange au rouge cerise dans un creuset de platine. Le nitrate de potasse est seul décomposé et transformé en carbonate de potasse dont il devient facile de déterminer la quantité par la saturation avec un acide titré. La proportion de carbonate de potasse fera connaître exactement celle du nitrate qui lui a donné naissance, car ces deux sels seront proportionnels l'un à l'autre, ou leur quantité sera comme l'atome de ce carbonate de potasse = 866,534 est à l'atome de nitrate de potasse pesant = 1266,952.

Usages. Dans les laboratoires de recherches chimiques, le nitrate de potasse est employé soit comme fondant, soit comme réactif.

Dans les essais au chalumeau, ainsi que dans les essais docimastiques, ce sel est un oxidant très énergique, parce qu'il a une grande tendance à se décomposer à une température élevée, en présence de corps avides d'oxigène. On s'en sert pour oxider par fusion certains métaux et les séparer des métaux qui ne sont pas oxidables par cet agent; d'un autre côté, sa base alcaline tendant à s'unir aux oxides métalliques formés détermine souvent leur fusion et leur séparation complète.

Dans l'analyse minérale, il est d'un usage très répandu pour acidifier certains corps simples et déterminer par le produit qui s'est formé leur poids respectif. C'est ainsi que le chrôme ou son protoxide, qui se rencontrent dans certains minéraux, sont évalués en les transformant en acide chrômique par leur calcination avec le nitrate de potasse,

il en est de même à l'égard du soufre, du phosphore, de l'arsenic, du sélénium, lorsqu'il n'existent qu'en petite quantité dans diverses substances minérales; en général l'acidification de ces corps par l'intermède du nitrate de potasse permet de calculer facilement leurs radicaux par le poids du sel que forment ces acides soit avec la barite, soit avec l'oxide de plomb.

NITRATE DE SOUDE. (*Nitrate sodique*, Berz.). Ce sel, désigné par les anciens sous le nom de *nitre cubique*, existe dans le règne minéral; on l'a rencontré au Pérou sous une couche d'argile, et il y forme un banc très considérable.

Propriétés. Le nitrate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux transparents, d'une saveur âcre et fraîche. Il est déliquescent, soluble dans à peu près trois parties d'eau à la température ordinaire. Exposé au feu, il fond, se décompose à une température élevée comme le nitrate de potasse.

Composition. Il est formé de :

Acide nitrique	63,40	1 atome.
Protoxide de sodium ...	36,60	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{N}\ \overset{.::}{Az}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons incandescents, ce sel fond et fuse en répandant une flamme jaunâtre.

2° Traité par l'acide sulfurique hydraté, et les autres réactifs propres à distinguer les nitrates, il se comporte comme le nitrate de potasse.

3° Sa solution aqueuse concentrée ne précipite ni le bichlorure de platine ni la solution d'acide tartrique.

Usages. Ce sel, comme réactif dans l'analyse des miné-

raux, peut être employé aux mêmes usages que le nitrate de potasse.

NITRE. Nom ancien du nitrate de potasse. (*Voyez* ce mot.) Il est encore usité en médecine et dans les arts.

NITROGÈNE. Nom proposé par M. Berzélius pour désigner l'azote, parce qu'il est un des éléments du nitre. Ce nom n'est usité qu'en Suède et dans différentes parties de l'Allemagne.

NOIR ANIMAL. C'est le nom sous lequel on connaît dans le commerce le charbon d'os pulvérisé. (Voyez *Charbon d'os.*)

Noir de fumée. On connaît sous ce nom un charbon très léger et très divisé qui se dépose au dessus de la flamme de la plupart des combustibles et qui en constitue la suie. Cette dénomination est surtout donnée dans les arts au charbon qui se précipite pendant la combustion des résines, ou bois résineux.

Le noir de fumée, obtenu de la résine, est formé d'après l'analyse de M. Braconnot; savoir : carbone 0,791, eau 0,080, résine 0,055, bitume 0,017, ulmine 0,00[illegible], sels alcalins, calcaires et sable 0,054.

Usages. Privé par la calcination au rouge dans un creuset des matières hydrogénées qu'il a entraînées pendant sa condensation, le noir de fumée est employé comme réductif de la plupart des oxides métalliques.

Noir d'ivoire. Nom qui a été d'abord donné au charbon provenant de la calcination de l'ivoire, mais qui a été étendu au charbon d'os, réduit en poudre fine et préparé pour l'usage des arts et particulièrement de la peinture.

Noir d'os. (Voyez *Charbon d'os.*)

NOIX DE GALLES. Nom donné aux excroissances sphériques qui se développent sur les pétioles et feuilles de certaines espèces de chêne à la suite de la piqûre d'un insecte du genre cynips. (Voyez *Galles.*)

O.

OR. Métal connu dès la plus haute antiquité et qui ne se rencontre qu'en petites quantités à l'état natif, quelquefois pur, mais souvent allié à une petite quantité de cuivre ou d'argent. On le trouve aussi uni soit à des sulfures métalliques, soit à des arséniures. Les principales mines d'or sont dans l'Amérique méridionale, quelques unes se trouvent en Europe, mais en petite quantité.

Propriétés. L'or est d'une couleur jaune particulière éclatante, connue de tout le monde; il est le plus malléable et le plus ductile de tous les métaux, et jouit d'une mollesse presque égale à celle du plomb. Sa densité varie de 19,40 à 19,65; l'air et le feu ne l'altèrent pas. Chauffé, il entre en fusion à une température de 32 degrés du pyromètre de Wedgewood, et reste fixe en conservant tant qu'il est liquéfié une couleur vert-bleuâtre clair; mais en refroidissant, il reprend sa couleur jaune caractéristique.

Caractères distinctifs. Chauffé au chalumeau, l'or n'éprouve aucune altération, il fond seulement, et ne communique aucune coloration aux divers flux avec lesquels on l'a mêlé.

2° Les acides nitrique, sulfurique et hydrochlorique purs, n'ont séparement aucune action sur lui.

3° L'acide chloro-nitreux (eau régale) l'attaque facilement à une douce chaleur en le convertissant en deutochlorure d'or soluble, qui donne à la dissolution une belle couleur jaune orangé.

4° La dissolution de l'or dans l'acide chloro-nitreux se comporte comme la solution de deutochlorure de ce métal; étendue d'eau elle ne précipite pas par la potasse caustique, mais forme avec l'eau de barite et l'ammoniaque un

précipité jaune d'ocre pâle; la solution de protosulfate de fer la réduit et en précipite l'or sous forme d'une poudre brunâtre, qui prend la couleur de l'or mat par la calcination; le protochlorure d'étain y produit un précipité brun ou pourpre, suivant la densité de la solution, l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y déterminent un précipité brun de deutosulfure d'or.

Usages. L'affinité que l'or a pour le mercure métallique le fait souvent employer dans quelques recherches chimiques pour démontrer la présence de ce métal qu'il indique toujours par la couleur blanche grisâtre qu'il contracte alors et qu'il perd ensuite par l'action du feu. Les plus petites quantités de composé mercuriel soluble peuvent aussi être découvertes à l'aide d'une lame d'or enroulée d'un fil d'étain; qu'on plonge dans la liqueur que l'on essaie. La lame d'or blanchie par la précipitation du mercure à sa surface, étant lavée, séchée avec du papier joseph, puis chauffée dans un petit tube de verre bouché, reprend sa couleur jaune ordinaire en laissant apparaître le mercure sous forme de nombreux petits globules, visibles à l'œil ou à l'aide d'une loupe, à une petite distance des points chauffés.

La propriété qu'a l'or d'être dissous par le chlore permet de l'employer dans quelques circonstances pour reconnaître si les chlorures alcalins contiennent des traces de nitrate, car ces sels ainsi mélangés étant mis en contact avec une petite lame d'or, et traités à une douce chaleur par l'acide sulfurique étendu d'un peu d'eau, se décomposent en laissant dégager du chlore qui alors dissout l'or.

Or de manheim. Nom qui a été donné dans les arts à un alliage de cuivre et de zinc qui se rapproche de la couleur de l'or. (Voyez *Alliages de cuivre et de zinc.*)

Or de monnaie. C'est de l'or allié à un dixième de cuivre. Il peut remplacer l'or pur comme réactif dans plusieurs circonstances.

Or mussif. Nom donné par les anciens chimistes au deutosulfure d'étain, on le connaissait aussi sous le nom d'or de Judée.

Or vert. Nom d'un alliage d'or et d'argent à cause de sa couleur verte.

Orpiment, orpin. Nom vulgaire du sulfure jaune d'arsenic. (Voyez *sulfures d'arsenic.*)

OSMAZÔME. On désigne sous ce nom une matière extractiforme que l'on regarde comme un principe immédiat assez répandu dans les substances animales; on le rencontre surtout dans le tissu musculaire, la substance cérébrale et quelques fluides animaux. C'est à ce principe qu'on attribue la saveur particulière du bouillon de viande.

Propriétés et Caractères. L'osmazôme est sous forme d'un liquide épais, incristallisable, d'une couleur brun rougeâtre, et d'une odeur et d'une saveur analogues à celle du bouillon. Soumis à l'action du feu il fond, se boursoufle et noircit en répandant l'odeur de la corne brûlée. Il est soluble dans l'alcool aqueux et dans l'eau. Cette dernière solution est précipitée par l'infusion de noix de galles, le protonitrate de mercure, l'acétate de plomb et le nitrate d'argent.

OSMIUM. Métal particulier que l'on trouve dans les divers minerais de platine uni à l'iridium. Il constitue avec ce dernier métal la presque totalité du résidu qui ne se dissout pas dans l'acide chloronitreux. Ce corps par ses propriétés singulières se rapproche plus des métalloïdes que des métaux dans la classe desquels il a cependant été rangé.

Propriétés. L'osmium à l'état de pureté est gris blanchâtre avec éclat métallique; divisé il est en poudre bleuâtre ou gris foncé. Il est infusible et fixe à l'abri de l'air. Sa densité est environ dix fois plus grande que celle de l'eau.

Chauffé au contact de l'air, il s'oxide en brûlant, et se dissipe à l'état d'acide osmique avec une odeur âcre, pénétrante, qui irrite les muqueuses.

Caractères distinctifs. 1° L'odeur qu'il répand lorsqu'on le projette sur les charbons ardents en fait un caractère particulier.

2° Traité dans une cornue par l'acide nitrique, il est attaqué et transformé en acide osmique qui distille avec la portion d'acide non décomposé.

3° Calciné avec le nitrate de potasse dans une cornue, il est également acidifié, une partie se volatilise et se condense en aiguilles blanches dans le col de la cornue.

4° L'acide osmique fourni dans cette circonstance est soluble dans l'eau qui en contracte l'odeur et la saveur âcre ; cette solution est réduite par beaucoup de substances organiques qui en précipite au bout d'un certain temps l'osmium en poudre noire. L'infusion de noix de galles le réduit immédiatement à l'état d'oxide en y formant une teinte d'un beau bleu foncé. Une lame de zinc plongée dans la solution d'acide osmique acidulée par l'acide sulfurique en précipite l'osmium sous forme de flocons noirs.

OXALATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide oxalique avec les oxides métalliques ou les bases salifiables. Plusieurs espèces de ce genre à différents degrés de saturation se rencontrent dans le règne organique. Tous les autres se préparent soit directement soit par double décomposition.

Un petit nombre d'oxalates neutres sont solubles; savoir, les oxalates de potasse, de soude et d'ammoniaque ; ils deviennent moins solubles par un excès d'acide oxalique, tandis que ceux qui sont insolubles à l'état neutre se dissolvent dans un excès de cet acide.

Composition. Ces sels peuvent exister à 3 degrés différents de saturation, savoir à l'état *d'oxalates neutres, de*

bioxalates, de *quadroxalates*, *d'oxalates bibasiques*, et *d'oxalates sesquibasiques.*

Caractères distinctifs. 1° Calcinés, ils se décomposent tous sans se charbonner et sans exhaler d'odeur, mais les produits qu'ils fournissent varient suivant la nature de l'oxide métallique et son affinité pour l'oxigène. Les oxalates alcalins secs sont transformés par le feu en sous carbonates ou leur oxide est séparé ; les autres oxalates métalliques sont, ou réduits avec dégagement de gaz acide carbonique pur ou leur oxide est en partie désoxigéné avec dégagement de gaz oxide de carbone et de gaz acide carbonique.

2° Traités à froid par l'acide sulfurique, ils ne manifestent aucun phénonène apparent, mais à chaud l'acide oxalique est décomposé et transformé en un mélange gazeux d'oxide de carbone et d'acide carbonique.

3° Les oxalates solubles étant dissous dans l'eau sont faciles à distinguer en ce que leur solution concentrée laisse précipiter un oxalate acide peu soluble quand on y ajoute un acide quelconque ; l'eau de chaux et les sels calcaires y forment un précipité blanc pulvérulent d'oxalate de chaux tout à fait insoluble ; les solutions de barite et de strontiane y occasionnent des précipités blancs floconneux, solubles dans les acides nitrique et hydrochlorique étendus. Les sels de plomb, de mercure, d'argent, de zinc, sont précipités en flocons blancs par ces sels ; enfin le bichlorure d'or chauffé avec la solution d'un oxalate est réduit avec dégagement de gaz acide carbonique.

Usages. Les oxalates à base d'ammoniaque , de potasse et de soude , sont seuls employés comme réactifs. Leur solution sert à reconnaître la chaux libre ou combinée aux acides , à la précipiter entièrement, et la séparer même de quelques autres oxides qui ne forment pas avec l'acide oxalique d'oxalates insolubles.

Oxalate d'ammoniaque. (*Oxalate ammonique*, Berz.) Ce sel neutre est un produit artificiel qu'on forme en saturant l'ammoniaque par l'acide oxalique et faisant cristalliser.

Propriétés. L'oxalate d'ammoniaque se présente en longs prismes, déliés, incolores, terminés par des sommets dièdres; il est inodore et possède une saveur très piquante, l'eau le dissout facilement. Le calorique le décompose avec production d'eau, de carbonate d'ammoniaque et d'une substance blanche, insoluble dans l'eau froide, qu'on a désignée sous le nom *d'oxamide.*

Composition. Ce sel cristallisé renferme 2 atomes et contient sur cent parties.

Acide oxalique..	50,7	1 atome.
Ammoniaque...	24,0	1 atome.
Eau...........	25,3	2 atomes.
	100,0	

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons, l'oxalate d'ammoniaque se boursoufle avec dégagement d'odeur ammoniacale et ne laisse pas de résidu, si la calcination est suffisamment prolongée.

2° Dissous dans l'eau, il forme une solution qui précipite l'eau de chaux, ainsi que la solution de sulfate de chaux, laisse dégager de l'ammoniaque par l'action de la potasse, et précipite en jaune orangé le bichlorure de platine.

Usages. Cet oxalate est fréquemment employé dans les analyses minérales pour séparer la chaux et en estimer la proportion par le poids de l'oxalate de chaux formé. La propriété qu'il a de se décomposer au feu sans laisser de résidu, permet de l'introduire dans les dissolutions et d'en

séparer l'excès qu'on y a ajouté par évaporation et calcination du résidu.

Oxalate de chaux. (*Oxalate calcique*, Berz.) On le rencontre dans plusieurs parties de plantes et dans quelques concrétions vésicales..

Propriétés. A l'état de pureté ce sel est blanc, insipide, insoluble dans l'eau, il est soluble en petite quantité dans les acides minéraux. Chauffé il se décompose au dessous de la chaleur rouge obscur et se transforme en sous-carbonate de chaux sans noircir sensiblement.

Composition. L'oxalate de chaux anhydre contient :

Acide oxalique .	55,99	1 atome.
Chaux	44,01	1 atome.
	100,00	

Caractères distinctifs. 1° Calciné au dessous de la chaleur rouge obscur, il se transforme en carbonate de chaux qui se dissout avec effervescence dans l'acide nitrique ou hydrochlorique; une chaleur plus élevée décompose ce carbonate et laisse de la chaux vive pour résidu.

2° Traité à chaud par une solution de carbonate de potasse, il est décomposé et donne pour résultat du carbonate de chaux insoluble et de l'oxalate de potasse qui reste dissous et mélangé à l'excès de carbonate de potasse.

3° L'acide oxalique peut non-seulement être reconnu à l'aide des réactifs dans la solution filtrée, mais il est possible, après avoir saturé la liqueur par de l'acide acétique pour neutraliser le carbonate de potasse en excès qui s'y trouve, de le précipiter par l'acétate de plomb et de l'extraire de ce précipité.

Oxalates de potasse. On connaît trois combinaisons d'acide oxalique et de potasse, un *oxalate neutre*, un *bioxalate* et un *quadroxalate*; un seul de ces sels se ren-

contre dans le commerce, c'est le bioxalate qui constitue le sel qu'on connaît sous le nom de *sel d'oseille*.

Bioxalate de potasse. (*Bioxalate potassique*, Berz.) On le retire de la plante par expression des feuilles, ou on le prépare directement en combinant au carbonate de potasse une fois autant d'acide oxalique qu'il peut en neutraliser.

Propriétés. Le bioxalate de potasse est blanc, cristallisé confusément, sa saveur est très acide et mordicante. Il est inaltérable à l'air et peu soluble dans l'eau. Ses cristaux contiennent 13 pour cent d'eau de cristallisation.

Composition. Il est formé de :

Acide oxalique..	60,57	2 atomes.
Potasse........	39,43	1 atome.
	100,00	

Caractères distinctifs. 1° Sur les charbons ardents, il se décompose, répand une fumée blanche acide et piquante, mais ne se charbonne pas. Le résidu qu'il laisse est formé de sous-carbonate de potasse.

2° Dissous dans l'eau il forme une solution qui présente avec les réactifs tous les caractères des oxalates solubles et qui de plus précipite la solution de bichlorure de platine en jaune-orangé.

Falsifications du sel d'oseille. On rencontre dans le commerce le sel d'oseille mélangé à de la crême de tartre ou bitartrate de potasse, et quelquefois aussi à du sulfate acide de potasse. La présence du premier sel est facile à découvrir en en projetant une portion pulvérisée sur les charbons ardents; le sel noircit en se boursouflant et répand une odeur empyreumatique de tartre brûlé, quant à l'existence du sulfate acide de potasse, on peut la déceler immédiatement en versant dans la solution du sel d'oseille du ni-

trate de barite, il se forme un précipité blanc, insoluble dans un excès d'acide nitrique ou hydrochlorique et qui jouit de tous les caractères du sulfate de barite.

OXIDES. Dénomination générale donnée à tous les composés que forment les corps simples avec l'oxigène, et qui ne jouissent pas de propriétés acides. La plupart de ces composés sont électro-positifs par rapport au autres qui sont électro-négatifs. Quelques oxides formés par les métalloïdes en raison de leurs propriétés chimiques ont été désignés sous le nom d'*oxides indifférents*. Parmi les oxides métalliques le plus grand nombre est électro-positif et peut en saturant les acides former avec eux de sels.

OXIDES D'ALUMINUM. (Voyez *Alumine*.)

OXIDES D'ANTIMOINE. On connaît trois degrés d'oxidation à l'antimoine, savoir : deux acides et un oxide. Les premiers ont été étudiés aux articles *Acides antimonieux* et *antimonique*, le dernier est désigné sous les noms de *protoxide d'antimoïne* ou *oxide antimonique*, Berz.)

Le protoxide d'antimoine distingué par les anciens chimistes sous les noms de *fleurs argentines d'antimoine* ou *neige d'antimoine*, est le produit de l'oxidation du métal par l'air à une chaleur rouge. On le rencontre aussi dans quelques échantillons d'antimoine natif et d'autres minérais antimoniés.

Propriétés. Cet oxide se présente sous forme de petites aiguilles légères d'un blanc perlé. Il est insipide, sans action sur la teinture de tournesol, insoluble dans l'eau et fusible à une chaleur rouge sans se décomposer.

Composition. Il est formé de :

Antimoine....	84,82	ou 2 atomes.
Oxigène......	15,68	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\overset{\cdots}{\overline{Sb}}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau il fond aisément et se sublime sous la forme d'une fumée blanche, qui se dispose en petits cristaux nacrés sur les corps froids. Calciné sur le charbon il se réduit aisément en un globule gris, en communiquant à la flamme une teinte verdâtre-pâle.

2° Traité par l'acide hydrochlorique il s'y dissout à chaud et donne une dissolution incolore qui précipite en blanc par l'addition de l'eau, forme avec la potasse un précipité blanc soluble dans un excès de cet alcali, donne avec l'acide hydrosulfuriqe un précipité orangé-rougeâtre et laisse déposer de l'antimoine en poudre noire sur une lame de fer.

Oxide blanc d'arsenic. Voyez *Acide arsénieux.*

Oxide d'azotes. On en connaît deux le protoxide et le deutoxide qui sont gazeux et désignés par M. Berzélius sous les noms de *gaz oxide nitreux* et de *gaz oxide nitrique.*

Protoxide d'azote. Ce composé gazeux s'obtient de la décomposition par la chaleur du nitrate d'ammoniaque.

Propriétés. Ce gaz est incolore et sans odeur, d'une densité de 1,527. Il entretient la combustion des corps enflammés et les fait brûler vivement comme l'oxigène. L'eau à la température de + 15 en dissout les 3/4 de son volume et acquiert une saveur douce légèrement sucrée.

Composition. Le protoxide d'azote contient sur cent parties en poids.

Azote....	63,9	ou 2 atomes.
Oxigène..	36,1	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Az^2 O^1$ ou $\dot{Az}$.

Caractères distinctifs. 1° La proprieté que possède ce gaz de faire brûler vivement les corps enflammés pour-

rait le faire confondre avec l'oxigène, mais on l'en distingue facilement à sa solubilité dans l'eau, et au volume d'azote égal au sien qu'il laisse lorsqu'on le calcine dans une cloche avec un sulfure alcalin.

Deutoxide d'azote. Ce composé se produit dans une foule de réactions chimiques où l'acide nitrique se décompose. On le prépare en dissolvant le cuivre dans l'acide nitrique faible.

Propriétés. Le deutoxide d'azote est un gaz incolore d'une densité de 1,039. Il est impropre à la combustion et à la respiration ; mis en contact avec l'air, il en attire l'oxigène et se transforme en acide hyponitrique qui apparaît aussitôt sous forme de vapeurs jaunes rutilantes que l'eau peut ensuite absorber.

Composition. Il est formé de :

Azote	46,95	ou 2 atomes.
Oxigène	53,05	» 2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Az^2\ O^2\ \ddot{A}z$.

Caractères distinctifs. 1° L'action que l'air exerce sur ce gaz, la coloration qui en résulte, suffisent pour le faire distinguer de tous les autres gaz.

2° Agité avec une solution de protosulfate de fer il est absorbé, et colore la solution en rouge brun foncé.

3° En chauffant dans une cloche courbe ce gaz avec du potassium, il est décomposé, et laisse exactement pour résidu la moitié de son volume de gaz azote pur.

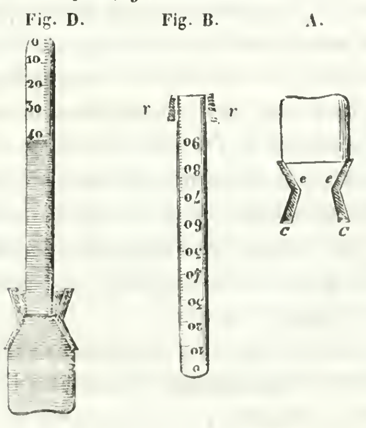
Usages. Le deutoxide d'azote proposé par Priestley, pour l'analyse de l'air peut servir à la détermination de la proportion d'oxigène libre dans les différents mélanges gazeux, comme l'a prouvé M. Gay-Lussac, mais il est nécessaire d'opérer avec quelques précautions indispensables pour la réussite de l'expérience.

D'après de nombreux essais faits par M. Gay-Lussac, le deutoxide d'azote se combine à la moitié ou au tiers de son volume d'oxigène, suivant que ce dernier gaz prédomine ou est en moindre quantité.

En employant donc un excès de deutoxide d'azote, tout l'oxigène libre se trouve absorbé, et il en résulte une absorption qui divisée par 4 représente exactement le volume d'oxigène qui existait soit dans l'air, soit dans tout autre mélange gazeux.

Deux causes peuvent apporter des différences sensibles dans les résultats : 1° Il ne faut pas agiter trop longtemps le mélange avec l'eau afin d'éviter la solution d'une petite portion de deutoxide d'azote qui reste en excès. 2° Il importe d'ajouter ce dernier gaz à l'air, et non l'air au deutoxide d'azote qui déterminerait une absorption différente. C'est pour s'opposer à ces causes d'erreurs que M. Gay-Lussac a imaginé un appareil simple et très propre à l'exécution de cette expérience.

Cet appareil consiste en un tube très large ou gobelet d'un pouce et demi de diamètre, et haut de 2 pouces et demi environ, voyez *figure* A.



Par sa partie ouverte il est ajusté à une pièce en cuivre *c c*, évasée en forme d'entonnoir. Sa douille a été usée à l'émeri et destinée à recevoir exactement la virole *r r*, du tube gradué B.

Après avoir mesuré sur la cuve à eau 100 parties d'air, on les introduit dans le vase A rempli d'eau, et on y fait passer ensuite 100 parties de deutoxide d'azote, il se manifeste aussitôt une vapeur rouge d'acide hyponitrique qui disparaît très promptement sans agitation. Au bout d'une demi-minute à une minute l'absorption est complète, on fait passer le résidu dans le tube gradué en redressant l'appareil comme on le voit dans la *figure* D. Le gaz résidu monte dans le tube, on sépare sur la cuve à eau le tube B du vase A pour rétablir l'équilibre de pression et on évalue le volume du résidu. L'absorption divisée par 4 donne la quantité d'oxigène.

M. Gay-Lussac, qui a beaucoup varié ses essais avec cet appareil, annonce avoir trouvé un accord parfait entre les résultats qu'il a obtenus; il a reconnu en examinant ce moyen eudiométrique avec l'eudiomètre à gaz hydrogène que les résultats se rapprochaient beaucoup entre eux. Dans divers cas où l'eudiomètre à gaz hydrogène démontrait dans l'air ayant servi à la respiration de divers animaux 15,2 d'oxigène, l'eudiomètre à deutoxide d'azote en accusait 15,5. Dans une autre expérience le rapport a été de 7,7 à 7,6. (*Mémoires d'Arcueil*, tome 2, p. 248 et suiv.)

Oxides de barium. Le barium s'unit en deux proportions avec l'oxigène pour former un protoxide et un bioxide. Le protoxide que l'on trouve dans la nature, combiné à différents acides, et qui est seul employé, est connu sous le nom de *barite* (voyez ce mot).

Oxides de bismuth. On en connaît deux; un, qui est le protoxide, se forme en calcinant le métal à l'air ou en le dissolvant dans les oxacides; l'autre, qui est un deutoxide,

se produit en traitant à chaud l'hydrate de protoxide par une solution de chlorure de chaux ou de soude.

Protoxide de bismuth. (*Oxide bismuthique* Berz.) Il est d'une couleur jaune de paille et pulvérulent. Exposé à une chaleur rouge, il se fond en un verre jaunâtre fixe qui détermine aisément la fusion de l'alumine et de la silice des creusets dans lesquels il est contenu. Le charbon le réduit avec facilité. Combiné à l'eau ou à l'état d'hydrate, il est blanc et inaltérable à l'air.

Composition. Cet oxide est formé sur 100 parties de :

Bismuth .	89,87	2 atomes.
Oxigène. .	10,13	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{Bi}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon, il se réduit instantanément en un ou plusieurs grains métalliques jouissant des propriétés physiques du bismuth; si on continue de le calciner au feu d'oxidation, il est volatilisé et dépose autour des parties environnantes une auréole jaune rougeâtre.

2° Fondu sur une lame de platine, il forme une masse d'un brun sombre qui devient jaunâtre par le refroidissement; à un feu violent, il se réduit et perfore le support de platine en s'y alliant.

3° L'acide nitrique faible le dissout à chaud et forme une dissolution incolore qui précipite par l'addition de l'eau un sous nitrate; la potasse et l'ammoniaque produisent dans cette dissolution des précipités blancs insolubles dans un excès de ces alcalis; l'acide hydrosulfurique y détermine un précipité noir, et une lame de zinc en sépare du bismuth métallique en poudre noire très divisée.

Oxide de cadmium. (*Oxide cadmique*, Berz.) Cet oxide

se forme directement par la calcination à l'air, ou par la dissolution du métal dans les oxacides.

Propriétés. Il se présente sous forme pulvérulente et d'une couleur qui varie, suivant son état d'agrégation, du jaune rougeâtre clair au brun foncé; sa densité est de 8,185. Il est fixe et infusible, mais chauffé avec le contact du charbon, il se réduit et se volatilise; séparé par les alcalis de ses dissolutions, il se précipite à l'état d'hydrate en flocons blancs.

Composition. Il est formé de:

Cadmium.	87,45	1 atome.
Oxigène..	12,55	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Cd}$.

Caractères distinctifs. Exposé seul à la flamme extérieure du chalumeau sur une lame de platine, il n'éprouve aucun changement; mais si on le chauffe sur le charbon, il se dissipe en peu d'instans; en même temps, le charbon se couvre à peu de distance d'une poussière rouge ou jaune orangé, phénomène qui permet de reconnaître de petites quantités de cet oxide dans les minérais de zinc qu'on chauffe au feu de réduction.

2° Dissous dans l'acide nitrique faible, il donne une dissolution incolore qui fournit avec la potasse un précipité blanc insoluble dans cet alcali, avec l'ammoniaque un précipité également blanc, mais soluble dans un excès; l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y produisent un précipité jaune doré, insoluble dans l'ammoniaque; une lame de zinc en précipite le cadmium à l'état métallique, en petites feuilles dendritiques.

Oxides de calcium. Le calcium forme deux oxides: un protoxide et un deutoxide. Le premier se rencontre dans

la nature, à l'état d'union avec certains acides, on le connaît vulgairement sous le nom de *chaux* (voyez ce mot); le second, qui est un véritable bioxide, se produit par l'action du deutoxide d'hydrogène sur la chaux. Ce dernier oxide est inusité.

Oxide de carbone. (*Oxide carbonique*, Berz.) Ce composé d'oxigène et de carbone est gazeux, il se forme dans l'action de l'oxigène sur un excès de carbone ou en décomposant à une haute température certains oxides métalliques par le carbone en excès.

Propriétés. L'oxide de carbone est un gaz incolore, inodore, impropre à la combustion et à la respiration. Sa densité est de 0,9670. Il est insoluble dans l'eau, sans action sur la teinture de tournesol, et indécomposable par le calorique seul.

Composition. Il contient en poids, d'après M. Berzélius :

Carbone..	42,96	1 atome.
Oxigène..	57,04	1 atome.
	100,00	

Sa formule = CO, ou $\dot{C}$.

Caractères distinctifs. 1° Le gaz oxide de carbone brûle avec une flamme bleue pâle, à l'approche d'une bougie allumée.

2° Il est insoluble dans les solutions alcalines, et ne trouble nullement l'eau de chaux; mais il jouit de cette propriété lorsqu'il a brûlé à l'air ou dans l'oxigène.

3° Mêlé avec l'oxigène dans l'eudiomètre à mercure, et enflammé par l'étincelle électrique, il absorbe la moitié de son volume de ce gaz pour brûler complètement, et fournit un volume de gaz acide carbonique égal au sien.

4° Calciné dans une cloche courbe avec un fragment de

potassium, il est décomposé et absorbé sans résidu gazeux en donnant pour produit de la potasse mélangée de charbon divisé.

Oxide de chrôme. (*Protoxide de chrôme*, *Oxide chrômique* Berz.) Cet oxide, connu sous le nom d'*oxide vert de chrôme*, est le seul des oxides de chrôme dont l'existence n'est pas contestée. On le rencontre dans divers minéraux, soit combiné à l'eau ou à l'état d'hydrate, soit uni ou mélangé à divers oxides métalliques. Dans les arts on l'obtient de la décomposition du chrômate de potasse ou du chrômate de mercure.

Propriétés. Le protoxide de chrôme anhydre est en poudre insipide, d'une belle couleur vert d'herbe ou vert brunâtre; il est fixe, infusible et indécomposable par la chaleur. Sous cet état il est insoluble dans les acides, mais le devient quand il a été préalablement précipité à l'état d'hydrate gélatineux.

Composition. Il contient, sur 100 parties :

Chrôme	70,11	2 atomes.
Oxigène.	29,89	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{\mathrm{Cr}}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul au chalumeau il ne change pas d'aspect; avec le borax il fond difficilement, même en petite quantité, et présente un beau vert d'émeraude, qui apparaît surtout pendant le refroidissement de la matière fondue; avec le sel de phosphore il produit, même en petite quantité, une masse vitreuse d'une belle teinte verte.

2° Calciné avec la potasse dans un creuset ou une cuiller d'argent, il se transforme, au contact de l'air, en une masse jaune citron de sous-chrômate de potasse soluble dans

l'eau, et qui, après avoir été saturée par l'acide nitrique, présente tous les caractères d'une solution du chrômate de potasse. (*Voyez* ce mot.)

. OXIDES DE COBALT. Le cobalt s'unit, en plusieurs proportions, avec l'oxigène, pour constituer deux oxides et un acide qui n'a encore été que peu étudié. Les deux premiers sont un protoxide et un deutoxide, le dernier est l'acide cobaltique.

Le protoxide désigné sous le nom d'oxide cobaltique existe dans la nature combiné à divers acides minéraux; on le produit directement ou par l'action des acides sur le cobalt; le deutoxide se forme en calcinant, au contact de l'air, le protoxide, ou en le traitant à l'état d'hydrate par une solution de chlore ou d'un chlorite alcalin.

Protoxide de cobalt. Anhydre, il est en poudre d'un gris cendré ou d'un bleu grisâtre; chauffé à l'air, il brunit et passe pour la plus grande partie à l'état de deutoxide. Cet oxide, précipité par les alcalis de sa dissolution dans les acides, se présente à l'état d'hydrate d'une belle couleur bleu lavande, qui, par son exposition à l'air libre, se colore peu à peu en vert olive en se suroxidant en partie.

Composition. Cet oxide contient :

Cobalt	78,68	ou 1 atome.
Oxigène	21,32	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Co}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul au rouge sur la lame de platine, il n'éprouve aucun changement, mais en refroidissant il absorbe de l'oxigène, et noircit en passant en partie à l'état de deutoxide.

2° Chauffé avec du borax, il fond aisément, et produit même, lorsqu'il est employé en petite quantité, un verre

transparent d'une belle couleur bleue. Une quantité plus grande d'oxide donne un bleu si foncé qu'il paraît noir.

3° L'acide nitrique le dissout à chaud et produit une dissolution rose qui précipite en bleu *violet* par les alcalis caustiques, en *vert* par le cyanure de fer et de potassium, et en *noir* par les hydrosulfates.

4° L'acide hydrochlorique étendu d'eau le dissout en le transformant en protochlorure sans dégagement de chlore; cette dissolution, concentrée, perd sa couleur rose, et devient d'abord violette, et ensuite d'un beau bleu foncé.

Deutoxide de cobalt. (*Suroxide cobaltique* Berz.) Cet oxide se rencontre quelquefois dans le règne minéral. On le forme en traitant l'hydrate de protoxide de cobalt délayé dans l'eau par le gaz chlore.

Propriétés. Le deutoxide de cobalt est en poudre brune ou noire; il est insoluble dans l'eau et dans les oxacides saturés d'oxigène. Chauffé au rouge cerise il se décompose, abandonne une partie de son oxigène, et passe à l'état de protoxide.

Composition. Il contient une fois et demie plus d'oxigène que le protoxide et est formé de :

Cobalt....	71,10	ou 2 atomes.
Oxigène...	28,20	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{Co}$.

Caractères distinctifs. 1 Cet oxide traité au chalumeau avec le borax se comporte comme le protoxide.

2° L'acide nitrique ne le dissout point, mais l'acide nitreux en le ramenant à l'état de protoxide le dissout ensuite.

3° Traité par l'acide hydrochlorique, il se dissout avec

dégagement de chlore et se transforme en protochlorure de cobalt.

Oxides de cuivre. On en connaît deux que l'on rencontre dans la nature et que l'on peut préparer artificiellement: le protoxide et le deutoxide ou bioxide qui sont distingués encore sous les noms d'*oxide cuivreux* et d'*oxide cuivrique*.

Protoxide de cuivre. Cet oxide existe dans la nature quelquefois cristallisé régulièrement et d'une belle couleur rouge de rubis ou d'un rouge brun. On le forme avec facilité dans les laboratoires.

Propriétés. Le protoxide de cuivre obtenu artificiellement, et à l'état anhydre, est en poudre d'une couleur rouge cuivré, il est inaltérable à l'air, fusible et indécomposable à une chaleur blanche; calciné au contact de l'air il en absorbe l'oxigène et brunit en se convertissant en deutoxide. Le charbon le réduit facilement. Combiné à l'eau il forme un hydrate d'une couleur jaune-orangé qui passe promptement à l'état de deutoxide hydraté au contact de l'air.

Composition. Il est formé de :

Cuivre....	88,98	ou 2 atomes.
Oxigène...	11,12	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Cu}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au feu d'oxidation du chalumeau le protoxide devient noir, et se convertit en deutoxide qui fond ensuite et se réduit en cuivre métallique dans la flamme intérieure.

2° Fondu avec du borax il donne un verre rouge de rubis qui prend bientôt une couleur verte en s'oxidant.

3° Mis en contact avec l'acide nitrique il est immédiatement transformé en deutoxide de cuivre avec dégage-

ment de deutoxide d'azote, et se dissout dans l'acide en le colorant en bleu. Cette dissolution se comporte avec les réactifs comme celle du deutoxide dans le même acide :

Deutoxide de cuivre. (*Oxide cuivrique*, Berz.) On le rencontre tout formé dans certains minérais de cuivre ; il est tantôt libre, tantôt combiné aux acides carbonique, phosphorique et arsénique. On le prépare directement par la calcination du métal à l'air, ou en décomposant quelques sels solubles de deutoxide de cuivre par la chaleur.

Propriétés. Le deutoxide de cuivre anhydre est noir, friable et pulvérulent comme du charbon. A une très haute température il fond sans se décomposer, s'il n'a pas le contact des gaz combustibles. Les matières organiques le décomposent facilement à une chaleur au dessous du rouge et le réduisent à l'état métallique. Ce deutoxide séparé par les alcalis caustiques de ses dissolutions acides se précipite à l'état d'hydrate en flocons d'un beau bleu-ciel ; cet hydrate se conserve à l'air, mais par le contact de l'eau bouillante il se déshydrate et devient noir.

Composition. Le rapport de ses éléments est de :

Cuivre....	79,83	ou 1 atome.
Oxigène...	20,17	1 atome.
	100,00	

Sa formule = CuO ou $\dot{C}u$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau, sur le charbon, il fond aisément au feu d'oxidation ; mais au feu de réduction il est bientôt réduit, et laisse du cuivre rouge qui fond en un petit bouton à une forte chaleur.

2° Avec le borax il entre en fusion au feu d'oxidation, et se transforme en un beau verre vert qui devient incolore au feu de réduction, mais prend en se solidifiant une couleur rouge de cinabre et devient opaque. Cette dernière

couleur se manifeste immédiatement en ajoutant à la masse fondue une parcelle d'étain et soufflant un instant.

3° L'acide nitrique dissout à chaud et sans effervescence cet oxide en formant avec lui une dissolution bleue. La potasse versée, dans une portion de cette dissolution y produit un précipité floconneux bleu-ciel, ce précipité se rédissout dans un excès d'ammoniaque en totalité et donne une solution limpide d'une belle couleur bleu foncé; le cyanure de fer et de potassium y détermine un précipité rouge violacé, et une lame de fer poli qu'on y plonge se recouvre en moins de quelques secondes de cuivre métallique, et le précipite entièrement de sa dissolution.

Usages. La facilité avec laquelle le deutoxide de cuivre est décomposé par les matières végétales et animales le fait employer avec avantage dans l'analyse organique. (*Voyez* ce mot.) Son emploi est devenu général, non seulement pour déterminer la composition élémentaire des différents principes immédiats, mais pour estimer directement la proportion relative de carbone et d'hydrogène dans les charbons organiques et minéraux.

Oxides d'étain. L'étain s'unit en deux proportions avec l'oxigène pour former un protoxide et un deutoxide. Ce dernier se rencontre dans la nature, mais rarement à l'état pur, comme il joue le rôle d'acide dans ses combinaisons, on lui a donné le nom *d'acide stannique.*

Protoxide d'étain. (Oxide stanneux, Berz.) On le prépare en décomposant le protochlorure d'étain par l'ammoniaque, et calcinant à l'abri de l'air l'hydrate qui se précipite.

Propriétés. Cet oxide est d'une couleur gris cendré, il est inaltérable à l'air sec, à la température ordinaire; mais lorsqu'on le chauffe il prend feu et brûle rapidement en se convertissant en deutoxide blanc. Combiné à l'eau il donne un hydrate blanc insoluble.

Composition. Il contient sur 100 parties.

Etain.	88,03	1 atome.
Oxigène	11,97	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{S}n$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau à l'état de pureté ou à l'état d'hydrate, il s'allume et brûle comme de l'amadou en se changeant en deutoxide qui ne fond pas et n'éprouve aucun changement ; si au contraire on l'expose au feu de réduction, on peut le réduire seul en un petit bouton d'étain au moyen d'un feu vif et soutenu, ou par l'addition d'un peu de soude.

2° Mêlé avec du borax il fond très difficilement, et en petite quantité, et fournit un verre transparent qui reste transparent après le refroidissement.

3° Mis en contact avec l'acide nitrique, il est transformé aussitôt en deutoxide blanc insoluble.

4° Chauffé avec l'acide hydrochlorique il se dissout entièrement en passant à l'état de protochlorure soluble.

Deutoxide d'étain. (*Oxide stannique*, Berz. *Acide stannique*). Cet oxide se forme dans la calcination du métal à l'air ou en traitant l'étain par l'acide nitrique concentré. Dans la nature on le trouve presque toujours à l'état de cristaux colorés en brun-jaunâtre ou en brun foncé, et contenant de petites quantités d'oxides de fer et de manganèse.

Propriétés. A l'état de pureté le deutoxide d'étain est blanc, infusible, indécomposable par la chaleur. Sa densité est de 6,640. Il est insoluble dans la plupart des acides, susceptible de s'unir aux alcalis par la voie sèche et de former des combinaisons solubles avec la potasse et la soude;

à l'état d'hydrate humide il rougit la teinture de tournesol.

Composition. Il est formé de :

Etain	78,67	1 atome.
Oxigène	21,33	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\ddot{Sn}$.

Caractères distinctifs. 1° Au chalumeau le deutoxide est inaltérable au feu d'oxidation, mais dans la flamme intérieure il se réduit et se comporte comme le protoxide.

2° L'acide nitrique est sans action sur lui, mais l'acide hydrochlorique peut le dissoudre au bout d'un certain temps et le transformer en deutochlorure d'étain soluble.

3° Calciné avec un excès d'hydrate de potasse dans un creuset d'argent, il s'y combine et forme une combinaison soluble dans l'eau d'où les acides le précipite ensuite à l'état d'hydrate blanc gélatineux, soluble dans les hydrosulfates alcalins.

Oxides de fer. On admet que le fer forme trois composés distincts avec l'oxigène. Deux de ces oxides, le protoxide et le tritoxide sont en proportions définies, quant au deutoxide on a quelques raisons de le regarder comme un composé des deux premiers.

Protoxide de fer.) *Oxide ferreux*, Berz.) On ne le rencontre qu'en combinaison avec les acides et certains oxides, car il ne peut exister isolément en raison de sa grande affinité pour l'oxigène. On le précipite de ses sels solubles par la potasse, il se sépare à l'état d'hydrate en flocons blancs qui deviennent verts et ensuite brunâtres au contact de l'air. On ne le connaît pas à l'état anhydre.

Composition. Ce protoxide est formé de :

Fer.........	77,23	1 atome.
Oxigène.....	22,77	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{\text{Fe}}$.

Caractères distinctifs. Cet oxide en dissolution dans un acide est facile à reconnaître, 1° au précipité blanc verdâtre que la potasse y produit, précipité qui brunit par l'agitation à l'air et passe immédiatement au jaune d'ocre par la solution de chlore. 2° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc bleuâtre qui passe au bleu foncé quand on le traite par la solution de chlore. 3° L'infusion de noix de galles n'apporte aucun changement de coloration à la dissolution de protoxide de fer, mais en ajoutant à celle-ci quelques gouttes de solution de chlore, elle prend aussitôt une couleur noire foncée analogue à la couleur de l'encre.

Deutoxide de fer. Oxide intermédiaire. (*Oxide ferroso-ferrique*, Berz.) Cet oxide mixte est très répandu dans la nature, il constitue l'aimant naturel et un grand nombre de minerais de fer. On le forme facilement par la décomposition de l'eau par le fer. Cet oxide est désigné en médecine sous le nom d'*Ethiops martial.*

Propriétés. Le deutoxide de fer est d'un noir pur, opaque, celui qu'on rencontre dans la nature a souvent l'éclat métallique, il est magnétique, cassant et fusible à une haute température sans éprouver de décomposition. Calciné au contact de l'air, il passe à l'état de tritoxide.

Composition. Il est formé de :

Fer...........	71,80 ou	3 atomes.
Oxigène	28,20	4 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dot{\text{Fe}} + \dddot{\text{F}}$.

Le rapport de ces éléments s'éloignant du rapport simple qui existe avec ceux des deux autres oxides de fer, on le regarde comme une combinaison de 69 parties du peroxide ou oxide ferrique et de 31 de protoxide ou oxide ferreux. C'est d'après cette considération que M. Berzélius le désigne sous le nom *d'oxide ferroso-ferrique.*

Caractères distinctifs. 1° Cet oxide est attiré puissamment par les pôles de l'aimant.

2° Fondu avec le borax, il donne un verre coloré en vert bouteille, dont la teinte se détruit peu à peu au feu d'oxidation et qui devient tout à fait transparent et peu coloré.

3° Chauffé avec l'acide hydrochlorique concentré, il se dissout peu à peu, et donne une dissolution jaune verdâtre qui précipite en noir par la potasse, la soude et l'ammoniaque; le précipité mis en contact avec un excès de solution de chlore, passe au jaune de rouille en se transformant en hydrate de peroxide de fer; le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité bleu qui prend une couleur foncée par la solution de chlore.

Peroxide ou tritoxide de fer. (*Oxide ferrique*, Berz.) Cet oxide est très répandu dans la nature, il constitue soit seul, soit uni à l'eau ou à l'état d'hydrate les divers minerais qui sont exploités pour l'obtention de la fonte et du fer. On le trouve souvent avec l'aspect métallique et cristallin, ou cristallisé régulièrement en rhomboïdes ou en écailles. Il forme sous cet état le fer *oligiste*, *le fer micacé*, *l'hématite* et *l'oxide compacte.* Le peroxide de fer uni à l'eau ou à l'état d'hydrate forme la base des minerais de fers limoneux et des diverses espèces d'ocre.

Le peroxide de fer se prépare artificiellement par plusieurs procédés et particulièrement par la calcination du protosulfate de fer. On le connaît dans les arts sous les noms de *Colcothar*, de *Rouge d'Angleterre*; et en méde-

cine sous le nom de safran de mars astringent, oxide rouge de fer.

Propriétés. Le peroxide de fer obtenu par des procédés artificiels se présente ordinairement sous forme d'une poudre rouge plus ou moins foncée, dont la couleur varie suivant l'état d'agrégation. Il n'est point du tout attirable à l'aimant, la chaleur seule ne peut le décomposer, mais les corps combustibles gazeux et solides le réduisent à une température élevée.

Composition. Cet oxide contient :

Fer	69,34	ou 2 atomes.
Oxigène....	30,66	3 atomes.
	100,00	

Sa formule $= Fe^2\ O^3$ ou $\dddot{Fe}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul à la flamme extérieure, il ne change pas d'aspect, mais si on le met en contact avec la partie intérieure et réductive de la flamme, il noircit, passe en partie à l'état de deutoxide, et devient alors magnétique ou attirable au barreau aimanté.

2° Fondu avec du borax à une douce chaleur, il donne un verre qui a une couleur rouge tant qu'il est chaud, et devient jaunâtre par le refroidissement; mais en chauffant fortement dans la flamme intérieure la matière prend une couleur vert-bouteille qui persiste si la proportion d'oxide qu'on essaie n'est pas trop faible.

3° Traité à chaud par l'acide hydrochlorique concentré, il se dissout entièrement en formant une dissolution d'une belle couleur jaune orangé qui prend une teinte jaune d'or quand on y ajoute de l'eau. La potasse, la soude et l'ammoniaque y produisent des précipités gélatineux, de couleur de rouille; le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité bleu indigo foncé, et l'infusion de noix de galles, si la dissolution n'est pas trop acide, y déter-

mine la formation d'une couleur noire d'encre très intense:

Oxide de glucinium. (Voyez *Glucine.*)

Oxide d'hydrogène. Deux combinaisons d'oxigène et d'hydrogène sont connues : l'une est le protoxide d'hydrogène ou l'eau, l'autre le deutoxide d'hydrogène ou l'eau oxigénée. Les propriétés et les usages du premier composé ont été rapportés à l'article *Eau* ; quant au deutoxide d'hydrogène, son usage comme réactif n'est pas encore assez étendu pour que nous en traitions en particulier.

Oxide de kalium. (Voyez *Oxide de potassium.*)

Oxide de lithium. (Voyez *Lithion.*)

Oxide de magnésium. (Voyez *Magnésie.*)

Oxides de manganèse. Parmi les cinq composés de manganèse et d'oxigène on compte deux composés acides : l'acide manganésique et l'acide permanganésique, et trois oxides particuliers,

Protoxide de manganèse. (*Oxide manganeux* Berz.) Cet oxide n'existe pas à l'état de liberté dans la nature, mais combiné à quelques acides inorganiques. On l'extrait dans les laboratoires en calcinant à l'abri de l'air le protocarbonate de manganèse artificiel.

Propriétés. Ce protoxide est sous forme d'une poudre d'un vert grisâtre plus ou moins foncé; il est infusible et indécomposable par la chaleur seule. Exposé à l'air, il en absorbe l'oxigène en brunissant peu à peu ; à chaud, cette action est si vive, qu'il peut brûler en se suroxidant ; séparé de sa dissolution par les alcalis caustiques, il se précipite à l'état d'hydrate en flocons blancs qui brunissent peu à peu au contact de l'air.

Composition. Il est formé de

Manganèse......	77,57	ou 1 atome.
Oxigène	22,43	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Mn O, ou $\dot{Mn}$.

Caractères distinctifs. Ce protoxide, chauffé au feu d'oxidation du chalumeau, se change bientôt en peroxide, et produit alors avec le borax un verre coloré en violet qui perd sa couleur au feu de réduction.

2° Traité par l'acide hydrochlorique, il se dissout sans aucun dégagement d'odeur et donne une dissolution incolore. La potasse, versée dans cette dissolution, y forme un précipité blanc qui jaunit à l'air, et brunit peu à peu ou immédiatement si on verse dessus une solution aqueuse de chlore; le cyanure de fer et de potassium et l'hydrosulfate d'ammoniaque y produisent des précipités blancs.

Deutoxide de manganèse. (*Oxide manganique* Berz.) Cet oxide existe dans la nature, mais il est rare à l'état de pureté; on le trouve plutôt à l'état d'hydrate cristallisé : il constitue alors l'espèce désignée sous le nom de *manganite*. On le prépare en calcinant à une chaleur rouge naissant le protonitrate de manganèse.

Propriétés. Le deutoxide de manganèse est noir en masse, mais quand il est divisé, il est brun foncé. Il est inaltérable à l'air, même au contact de la chaleur. Chauffé au rouge, il abandonne une partie de son oxigène et se transforme en sesquioxide.

Composition. Il renferme, sur 100 parties :

Manganèse.....	69,75	ou 2 atomes.
Oxigène........	30,25	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{M}n$.

Caractères distinctifs. 1° Fondu avec le borax, il donne immédiatement un verre coloré en violet.

2° L'acide hydrochlorique le dissout à froid et forme une dissolution d'un brun foncé qui, chauffée, laisse exhaler du chlore et se décolore en passant à l'état de protochlorure.

3° Traité à chaud par l'acide sulfurique concentré, il est dissout avec dégagement d'oxigène en se transformant en protoxide qui reste uni à l'acide.

Le protoxide et le deutoxide se combinent l'un à l'autre et forment une combinaison que l'on rencontre quelquefois dans la nature. M. Berzélius a désigné ce composé des deux oxides sous le nom d'*oxide manganoso-manganique.*

Peroxide ou tritoxide de manganèse. (*Suroxide manganique* Berz.) Ce composé est très répandu dans la nature : il forme les divers minerais qui sont improprement connus dans les arts et le commerce sous le nom commun de *manganèse.* On le trouve tantôt pur et cristallisé en aiguilles, d'un gris d'acier avec éclat métallique ; tantôt en masse noirâtre cristalline, compacte et pesante, mêlé à quelques oxides métalliques hydratés.

Propriétés. Le peroxide de manganèse est d'un gris noir métalloïde en masse ; sa poussière est d'un noir sans mélange de brun. Sa densité est de 4,758. Chauffé au rouge, il se décompose, dégage une partie de son oxigène, et passe à l'état de sesqui oxide.

Composition. Cet oxide est formé de :

Manganèse..	64,01	1 atome.
Oxigène....	35,99	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\ddot{Mn}$.

Caractères distinctifs. 1° Le peroxide de manganèse est infusible au chalumeau ; traité avec le borax ou le phosphate ammoniaco de soude, il colore ces fondants en rouge violacé ou violet, suivant sa quantité ; cette coloration se détruit en chauffant le composé fondu dans la flamme intérieure et reparaît en feu d'oxidation.

2° Calciné dans une cuiller de platine ou d'argent avec

un peu d'hydrate de potasse, il fournit du manganésate de potasse dont la teinte verte foncée et la réaction avec les acides permet de reconnaître les plus petites quantités de cet oxide.

3° L'acide sulfurique concentré n'a point d'action sur lui à froid, mais à l'aide de la chaleur, il le transforme en protoxide qui se dissout avec dégagement d'oxigène.

4° L'acide hydrochlorique le décompose à une douce chaleur et le dissout avec dégagement de chlore, en le transformant en protochlorure de manganèse.

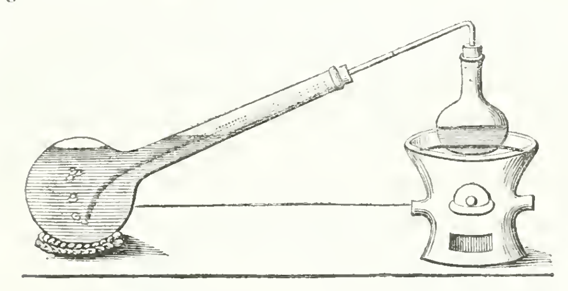
Usages. Cet oxide est très employé dans les laboratoires et dans les arts pour l'extraction du chlore et la préparation des chlorites et chlorates; mais comme celui que l'on trouve dans le commerce présente beaucoup de variétés dépendantes de la nature des minerais manganésiens, il est important pour les fabricants d'en faire l'essai et de déterminer par l'expérience quelle est la proportion exacte de peroxide de manganèse pur que les diverses espèces de cet oxide peuvent contenir.

La quantité de peroxide de manganèse que représente un échantillon quelconque peut être déterminée par deux procédés : 1° par la quantité de chlore qu'il produit par sa réaction sur l'acide hydrochlorique; 2° par celle de l'oxigène qu'il dégage en le traitant à chaud par l'acide sulfurique concentré. Le premier procédé, dont l'application est due à M. Gay-Lussac, est fondé sur ce principe que 3gr.,980 de peroxide de manganèse parfaitement pur, fournissent, en les traitant par l'acide hydrochlorique, un litre de chlore sec à 0° de température et à 0m 760 de pression. Ce chlore, reçu dans une solution de potasse ou un lait de chaux, qui serait ensuite ramenée au volume d'un litre, donnerait un chlorure normal à 100.

Un poids égal d'un autre oxide de manganèse, traité de la même manière, donnerait un chlorure dont le titre re-

présenterait fidèlement celui de l'oxide de manganèse, soit ce titre 50°, cela veut dire que, sous le même poids, le manganèse soumis à l'essai ne peut donner que les 50/100 ou la moitié du chlore qu'a fourni le peroxide de manganèse pur, et que là où il faudrait un poids P de ce dernier, il en faudrait un poids P. $\times$ 100/50 de l'autre pour obtenir la même quantité de chlore.

M. Gay-Lussac a simplifié et perfectionné en 1835, l'appareil employé à ces essais. Il consiste comme le représente la figure ci-dessous



en un petit matras d'environ 5 centimètres de diamètre, destiné à recevoir l'oxide de manganèse qu'on doit traiter par l'acide hydrochlorique. Il est chauffé sur un petit fourneau ordinaire avec du charbon. Un tube d'un mince diamètre est ajusté à ce matras; il est recourbé à son autre extrémité de manière à plonger jusqu'au fond du matras B, qui est en partie rempli d'une solution de potasse ou d'un lait de chaux.

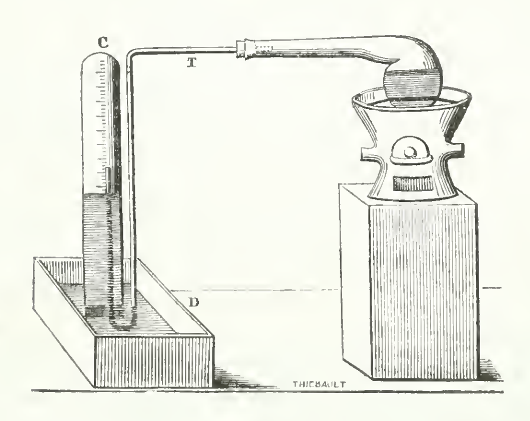
Après avoir pesé sur un petit carré long de papier 3 gr. 980 d'oxide de manganèse, pris dans un échantillon moyen réduit en poudre, on roule le papier pour le faire entrer dans le col du matras; en redressant aussitôt le matras, l'oxide tombe au fond à la faveur de petits chocs répétés, et il en reste à peine sur le papier. On verse ensuite 25 centimètres cubes d'acide hydrochlorique pur et fumant, et

on bouche aussitôt le matras avec le bouchon ajusté au tube recourbé. Le chlore commence à se dégager peu à peu et chasse l'air contenu dans le petit matras qui va se loger dans la partie C, en en déplaçant le liquide qui remonte dans le col. On accélère le dégagement du chlore en chauffant graduellement le matras, et on finit par mettre le liquide en pleine ébullition. La vapeur produite chasse tout le gaz chlore, et quand on sent à la main que le tube éducteur s'est échauffé presqu'à l'endroit de son immersion dans la solution alcaline, l'opération est terminée, on dégage le tube du liquide en écartant le matras pour éviter l'absorption. La liqueur alcaline est versée dans un vase d'un litre de capacité, on rince plusieurs fois le matras avec de l'eau qu'on réunit à la première solution de chlorure, on complète le volume du litre et on agite. Il ne ne reste plus qu'à prendre le titre de la solution de chlore par l'un des moyens chlorométriques que nous avons indiqués (Voyez *Chloromètre*).

Dans les divers essais d'oxide de manganèse, il ne suffit pas pour apprécier leur valeur de connaître la quantité de chlore qu'ils fournissent, mais il faut encore déterminer la dépense en acide hydrochlorique; car si les divers échantillons contiennent de l'oxide de fer, de la barite, de la chaux, ces corps étrangers neutraliseront une quantité d'acide proportionnelle à leur quantité. On arrive à connaître cette proportion d'acide disparu, en déterminant combien il faut d'une solution de carbonate de soude titrée pour saturer la dissolution du manganèse en l'amenant au point de ne plus dissoudre le précipité formé par ce sel, ajoutant cette quantité à celle représentée par le chlore obtenu, la différence entre la somme de ces deux quantités et la quantité d'acide employé pour l'essai, donne celle de l'acide absorbé par les corps étrangers, qui étaient mélangés au peroxide de manganèse.

Le deuxième procédé est fondé sur la décomposition du peroxide de manganèse, par l'acide sulfurique bouillant et sur la quantité de gaz oxigène qu'il fournit, quantité qui correspond exactement à un volume double de chlore.

On prend une petite cornue de verre d'environ un décilitre de capacité; on y met 3 grammes de peroxide de manganèse, et 25 centimètres cubes (46 grammes environ) d'acide sulfurique, *très concentré*; à la cornue, comme le représente la figure ci dessous, est adapté un tube T, d'un étroit diamètre, dont l'extrémité se releve et doit rester au dessus du niveau de l'eau lorsque l'opération est terminée. C est une cloche graduée pour recueillir le gaz oxigène, elle plonge sur une cuve D dans laquelle l'eau est alcalisée pour absorber l'acide carbonique qui pourrait être fourni par l'oxide de manganèse.



Avant de commencer l'expérience on note la température du lieu et la pression barométrique, puis on engage l'extrémité du tube T sous la cloche graduée, et on chauffe peu à peu jusqu'à l'ébullition de l'acide et jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. L'opération terminée on enlève le fourneau, et après le refroidissement de l'appareil on ra-

mène au même niveau le bain et le liquide de la cloche, et on dégage le tube T pour mesurer le volume du gaz oxigène sur lequel on doit faire les corrections convenables d'humidité, de température et de pression.

Une petite quantité de peroxide de manganèse restant dissoute et mêlée au protosulfate de manganèse, elle lui communique une teinte rose très sensible. Pour l'apprécier ou déterminer plutôt le volume d'oxigène en excès qu'il contient on ajoute, d'après M. Gay-Lussac, une dissolution arsénieuse titrée, pouvant détruire exactement un volume de chlore égal au sien, ou son demi-volume d'oxigène, et l'on ajoute ensuite cette quantité évaluée à celle du gaz obtenu directement.

Exemple. Supposons que 5 grammes d'un oxide de manganèse du commerce aient donné directement 341,5 centim. cubes de gaz oxigène, que d'après l'essai avec la dissolution, il ait fallu 6,4 centimètres cubes de dissolution arsénieuse pour décolorer cette dissolution rose de sulfate de manganèse formant le résidu de l'opération; ces 6,4 centimètres cubes de dissolution arsénieuse représentent un égal volume de chlore ou la moitié de ce volume, c'est à dire 3,2 centimètres cubes d'oxigène. Par conséquent les 5 grammes de peroxide de manganèse essayé, ont fourni $341,5 + 3,2 = 344,7$ d'oxigène; ils auraient donc donné un volume double de chlore si on les eût traités par l'acide hydrochlorique, c'est à dire 689,4: or si 1 litre ou 1000 centimètres cubes de chlore sont fournis par 3,980 de peroxide de manganèse, 689,4 centimètres cubes doivent être fournis par $2^{gr},743$ comme le représente la proportion suivante :

$$3^{gr},980 : x :: 1000^{cc} : 689^{cc},4 :$$
$$x = 2^{gr},743.$$

Maintenant, si l'on voulait savoir combien il faut de cet

oxide de manganèse pour donner 500 cc. ou un demi litre d'oxigène, ou un litre de chlore, on établirait la proportion indiquée ci-dessous :

$$344{,}7 : 5^{gr} \text{ oxide} :: 500 : x = 4^{gr}{,}552.$$

C'est à dire qu'en prenant $4^{gr},552$ de cet oxide et les traitant par l'acide hydro-chlorique, on obtiendra exactement un litre de chlore. Si le peroxide eût été pur, il eût fallu n'en prendre comme nous l'avons établi précédemment que $5^{gr},980$; la différence entre ces deux nombres indique le poids des corps étrangers en eau, oxide de fer, barite, etc. etc. (*Annales de chimie et de physique*, tome LX, page 254.)

Comme réactif, le peroxide de manganèse peut être employé pour séparer le gaz acide sulfureux du gaz acide carbonique. Le premier de ces gaz est transformé en acides sulfurique et hypo-sulfurique qui restent unis au protoxide de manganèse, tandis que le second reste intact. Ce moyen que M. Gay-Lussac a proposé, consiste à porter dans la cloche renfermant le mélange, un tube de verre enduit de colle de farine et roulé dans du peroxide de manganèse en poudre. L'absorption du gaz sulfureux étant terminée au bout de quelques minutes, on retire le tube et on mesure le résidu qui fait conclure la proportion du gaz acide sulfureux.

Oxides de mercure. On connait deux degrés d'oxidation au mercure, savoir, un protoxide ou oxide mercureux, et un deutoxide ou oxide mercurique. Ces deux oxides sont des produits artificiels.

Protoxide de mercure. (*Oxide mercureux*. Berz.) On l'obtient de la décomposition du protonitrate acide de mercure par la potasse ou la soude; il se précipite sous forme d'une poudre noire insoluble dans l'eau ; sa densité est de

10,690. Exposé à la lumière diffuse, il se décompose en mercure et en deutoxide. La chaleur en sépare facilement bientôt ses éléments.

Composition. Cet oxide est formé de :

Mercure	96,20	ou 2 atomes.
Oxigène	3,80	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Hg}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au rouge obscur dans un tube fermé, il se décompose entièrement en se transformant en vapeurs mercurielles et en gaz oxigène. Les premières se condensent à la partie supérieure du tube en petites globules liquides, très faciles à reconnaître à leur éclat argentin et métallique.

2° Traité par l'acide nitrique faible, il se dissout même à froid et donne une dissolution incolore qui est précipitée en flocons noirs par les alcalis caustiques, en flocons blancs par l'acide hydrochlorique; cette dissolution forme avec l'iodure de potassium un précipité jaune verdâtre et laisse déposer du mercure métallique sur une lame de cuivre décapée.

Deutoxide ou peroxide de mercure. (*Oxide mercurique*, Berz.) On le désigne communément sous les noms d'*oxide rouge de mercure*, *précipité rouge*. Il se forme directement en chauffant le mercure à l'air. Ainsi préparé il se présente en petits cristaux rougeâtres, que les anciens chimistes connaissaient sous le nom de *précipité per se*. On le prépare pour l'usage des pharmaciens et des laboratoires en calcinant au dessous de la chaleur rouge obscur, le protonitrate de mercure.

Propriétés. Le deutoxide de mercure a une couleur rouge orangé en masse, son aspect est cristallin et micacé;

réduit en poudre il prend une couleur jaune rougeâtre qui passe au jaune par la porphyrisation. Cet oxide est permanent. Il a une saveur âcre, désagréable, l'eau en dissout une très petite quantité. Exposé à la lumière, il est décomposé superficiellement au bout d'un certain temps et prend une teinte noirâtre : le calorique le réduit en ses éléments.

Composition. Il contient sur cent parties :

Mercure.....	92,68	ou 1 atome
Oxigène.....	7,32	1 atome
	100,00	

Sa formule = $\dot{H}g$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé dans un tube de verre fermé par un bout, il se résout à une chaleur rouge en gaz oxigène qui se dégage, et en vapeurs mercurielles qui se condensent en globules au haut du tube. Placé sur un charbon rouge il brunit et s'exhale peu à peu en ses éléments sans laisser de résidu.

2° Traité par l'acide nitrique faible il est dissous avec facilité et donne une dissolution incolore qui forme avec la potasse un précipité *jaune orangé* d'hydrate de deutoxide de mercure, et un précipité blanc avec l'ammoniaque. L'acide hydrochlorique ne produit pas de précipité avec cette dissolution, mais l'iodure de potassium y détermine un précipité rouge coquelicot, soluble dans un excès d'iodure alcalin ; enfin le cuivre décapé, plongé dans la dissolution de cet oxide, en précipite le mercure sous forme de poudre grise, qui adhère à sa surface et prend par le frottement l'aspect argentin.

Usages. Le deutoxide de mercure est employé dans quelques circonstances pour obtenir facilement de l'oxigène pur. On s'en sert avec avantage dans l'analyse des fers, fontes et aciers, pour brûler le carbone et oxider le fer, de manière à estimer la proportion exacte du premier

par le volume du gaz acide carbonique formé. Voy. *Acier* description du procédé analytique proposé par M. Gay-Lussac pour l'analyse de ce composé.

On rencontre quelquefois dans le commerce le deutoxide de mercure mélangé à dessein avec de la brique pilée, ou du minium. Ces falsifications sont faciles à découvrir en chauffant au chalumeau une portion de l'oxide, car il reste alors sur le charbon un résidu formé de brique ou de plomb réduit. D'un autre côté, la dissolution de l'oxide dans l'acide nitrique faible n'est pas complète, et le résidu est rouge et pulvérulent et inaltérable au feu, si c'est de la brique qui y a été ajoutée, et il est brun-puce lorsque c'est du minium, qui se trouve alors changé en tritoxide de plomb par le contact de l'acide nitrique.

Oxides de nickel. On admet généralement deux degrés d'oxidation au nickel, savoir : un protoxide et un peroxide.

Protoxide de nickel. (*Oxide niccolique*, Berz.) Cet oxide se produit dans la dissolution du nickel par les oxacides. Uni à l'eau ou à l'état d'hydrate il existe à la surface de quelques minérais de nickel.

Propriétés. Le protoxide de nickel est d'un gris cendré à l'état anhydre et d'un vert-pomme à l'état d'hydrate; il n'est point magnétique comme le métal. Chauffé au contact de l'air il brunit en passant à l'état de peroxide. Une haute température peut le réduire.

Composition. Ce protoxide est formé d'après les expériences de Rothhoff de :

Nickel....	78,71	ou 1 atome.
Oxigène...	21,29	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{N}i$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul au chalumeau

cet oxide n'éprouve point de changement, mais fondu avec le borax il donne un verre jaune-orangé qui par le refroidissement devient jaune ou presque incolore suivant la quantité d'oxide fondue dans le flux. La couleur jaune est détruite au feu de réduction, et le verre devient grisâtre par l'interposition entre ses parties du nickel réduit.

2° L'acide nitrique le dissout à chaud et donne une dissolution colorée en vert d'émeraude qui précipite en flocons vert-pâle par la potasse et produit avec l'ammoniaque une teinte bleue. L'acide hydrosulfurique n'occasionne aucun effet dans cette dissolution, mais le cyanure de fer et de potassium y détermine un précipité floconneux vert-pomme.

Peroxide de nickel. (*Suroxide niccolique*, Berz.) Cet oxide se forme en traitant l'hydrate de protoxide par le chlore ou une solution de chlorite. Il est noir, pulvérulent, décomposable par une chaleur élevée qui le transforme en protoxide. Tous les oxides le décomposent à chaud en formant avec lui des sels de protoxide.

Composition. Il est formé de :

Nickel.....	71,14	ou 2 atomes.
Oxigène....	28,86	3 atomes.
	100,00	

Sa formule $= \dddot{\ddot{N}}i$.

Caractères distinctifs. 1° Calciné au chalumeau il perd sa couleur noire et devient gris-foncé en repassant à l'état de protoxide et présente alors en le fondant avec du borax les mêmes phénomènes.

2° Bouilli avec de l'acide nitrique il est dissous avec dégagement d'oxigène. Sa dissolution se comporte avec les réactifs comme celle du protoxide.

3° Traité par l'acide hydrochlorique il est également

dissous avec dégagement de chlore en se transformant en protochlorure de nickel, dont la dissolution est verte comme celle des sels de protoxide de nickel.

Oxides de plomb. Le plomb s'unit en trois proportions avec l'oxigène pour former trois oxides. Les deux premiers s'obtiennent directement par la calcination du plomb à l'air. Le troisième se produit dans l'action de l'acide nitrique sur le deutoxide.

Protoxide de plomb. (*Oxide plombique*, Berz.) Cet oxide est connu dans les arts sous le nom de *massicot.* Lorsqu'il a été fondu et qu'il se présente en petites écailles rougeâtres et micacées, on le distingue sous le nom vulgaire de *litharge.*

Propriétés. Cet oxide est pulvérulent, d'une couleur jaune sale; au feu il fond facilement et se solidifie ensuite en une masse cristalline d'un jaune rougeâtre. Exposé à l'air il en attire lentement l'acide carbonique. Le carbone, l'hydrogène et les matières organiques le réduisent avec facilité. L'eau s'unit à cet oxide en formant avec lui un hydrate blanc, contenant 7,5 0/0 d'eau ou 1 atome.

Composition. Le protoxide de plomb anhydre et fondu contient :

Plomb.	92,83 ou	1 atome.
Oxigène.	7,17	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{P}b$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul sur le charbon, au chalumeau, le protoxide de plomb forme, par la fusion, un beau verre orangé qui sé réduit avec effervescence en un grain de plomb métallique.

2° Chauffé avec le borax il fond aisément et donne un verre transparent qui est jaune tant qu'il est chaud, mais

devient incolore par le refroidissement. Ce verre calciné à la flamme intérieure donne du plomb métallique.

3° L'acide nitrique faible le dissout facilement à l'aide d'une douce chaleur, en formant avec lui une dissolution incolore, d'une saveur sucrée et astringente. Cette dissolution forme avec les alcalis un précipité blanc d'hydrate, soluble dans un excès de potasse, et insoluble dans un excès d'ammoniaque.

L'acide sulfurique y produit un précipité blanc tout à fait insoluble; l'acide hydrosulfurique un précipité noir; l'iodure de potassium un précipité jaune doré, enfin une lame de zinc en sépare du plomb métallique en petites écailles brillantes.

Usages. Le protoxide de plomb anhydre est fréquemment employé dans l'analyse minérale et l'analyse organique. A cet effet on se sert de la litharge préparée dans les arts, après avoir toutefois constaté sa pureté, et l'avoir calcinée pour la priver d'acide carbonique.

Dans les essais docimasiques le protoxide de plomb sert à oxider la plupart des métaux, excepté le mercure, l'argent, l'or, le platine et les métaux auxquels il est allié dans son minerai, il forme en général des combinaisons très fusibles avec les divers oxides. Ces propriétés rendent précieux le protoxide de plomb pour séparer par fusion l'or et l'argent de toutes les substances avec lesquelles ils peuvent se trouver mélangés ou combinés.

L'action que le protoxide de plomb exerce sur les sulfures métalliques à une température peu élevée, le fait servir avec avantage dans l'essai des sulfures qui renferment de l'or, de l'argent ou du platine, à l'effet de doser ces métaux. Dans cette circonstance le plomb réduit par le soufre des sulfures s'allie à l'or et à l'argent, et peut en être séparé ensuite par le moyen de la coupellation.

La quantité de protoxide de plomb nécessaire à la dé-

composition complète d'un sulfure est très variable, elle s'élève pour quelques uns à plus de trente fois leur poids. Mais on peut en général dans l'essai d'un sulfure argentifère ou aurifère, griller d'abord le minerai réduit en poudre pour brûler la plus grande partie du soufre, mêler le résidu de la calcination avec 3 à 4 parties de litharge en poudre fine, et 1 partie de flux noir; et fondre le tout dans un creuset de terre, le culot de plomb qu'on obtient soumis à la coupellation laisse l'or ou l'argent.

Le protoxide de plomb peut servir à la détermination du pouvoir calorifique des combustibles. On sait par diverses expériences directes que les quantités de chaleur émises par les différents combustibles sont exactement entre elles dans le rapport des quantités d'oxigène que ces combustibles absorbent en brûlant. Or l'évaluation de la quantité d'oxigène qu'absorbe un combustible pour brûler complètement peut être faite, sinon rigoureusement, du moins avec assez d'exactitude en calcinant celui-ci avec un excès de litharge pure dont la composition est bien connue. Le poids du plomb métallique obtenu permet de déduire immédiatement la proportion d'oxigène employée à la combustion.

Cette opération se pratique facilement en chauffant graduellement dans un creuset de terre luté un mélange d'un gramme de combustible réduit en poudre fine et de 40 grammes de litharge pure, sur lequel on a mis encore par dessus 20 grammes de la même litharge ou de massicot.

1 gramme de carbone pur produit avec la litharge 34 grammes de plomb, et 1 gramme de gaz hydrogène $103^{gr},7$, c'est à dire un peu plus de trois fois autant que le carbone. D'après ces documents il est possible de trouver pour un combustible quelconque son équivalent, soit en carbone, soit en hydrogène, sous le rapport de l'effet calorifique.

La plupart des combustibles renfermant des matières volatiles qu'on en sépare par la distillation, et des cendres dont on peut évaluer la proportion par l'analyse immédiate, après avoir recherché par l'expérience la proportion de plomb qu'ils donnent avec la litharge, il est facile de calculer l'équivalent en carbone des matières volatiles, et de connaître aussi quelle est la valeur calorifique des gaz ou liquides pyrogénés qui se dégagent pendant la carbonisation des combustibles.

Connaissant la quantité de plomb que donne un combustible avec la litharge, il est facile de calculer son pouvoir calorifique, car l'expérience directe a démontré qu'un gramme de charbon pur produisant 34 grammes de plomb peut échauffer d'un degré 7815 fois son poids d'eau, par conséquent chaque gramme de plomb réduit par un combustible, équivaut à 230 unités calorifiques ou *calories*. Sous ce nom de calorie on désigne une unité qui représente la quantité de chaleur nécessaire pour échauffer de 1° un poids d'eau égal à celui du corps. (Berthier, *Essais par la voie sèche*, tome I, page 232.)

Exemple. Pour comparer le pouvoir calorifique du bois au charbon, il faudrait calciner par le procédé que nous avons indiqué ci-dessus, 1 gramme de chaque combustible pulvérisé avec 40 grammes de litharge pure. Le bois desséché donnerait $13^{gr},1$ de plomb, et le charbon du même bois 31,3; donc à poids égal le pouvoir calorifique de ces deux combustibles serait : : 13,1 : 31,3, ou en calories : : 2990 : 7130.

Dans l'essai calorifique des charbons on traite comparativement par la litharge du charbon brut et du même charbon préalablement calciné, en retranchant de la quantité de plomb fournie par le charbon brut, celle que donnerait la proportion de carbone contenue dans le charbon calciné (abstraction faite des cendres), on a évidemment la

quantité de plomb qui résulte de l'action des matières volatiles combustibles chassées par le calorique; la différence permet de calculer la quantité de carbone à laquelle ces parties combustibles sont équivalentes.

En admettant qu'un charbon brut, formé de carbone 0,88, cendres 0,02 et matières volatiles 0,10, produise 31,3 de plomb, les 0,88 de carbone en fournirait 29,9, par conséquent, 31,3 — 29,9 = 1,4 de plomb produit par les matières volatiles, qui équivaut à l'effet calorifique de $0^{gr},04$ de carbone.

Dans l'analyse organique on se sert du protoxide de plomb anhydre pour déterminer la proportion d'eau combinée aux acides cristallisés ou desséchés à + 100. La méthode qui est plus généralement employée, consiste à prendre un poids connu de l'acide, et à le sursaturer dans un petit matras pesé par un excès de cet oxide, à dessécher ensuite au bain-marie le produit en agitant le matras, et inclinant de 45° son col pour éviter la projection de la matière par les soubresauts. Lorsque la matière paraît sèche, on pèse le matras et on répète cette pesée à plusieurs reprises après avoir chauffé de nouveau le vase jusqu'à ce que la perte demeure constante. La différence du poids, l'expérience étant terminée, fait connaître celui de l'eau qui était combinée à l'acide. Ce moyen ne permet pas dans tous les cas d'estimer la proportion d'eau de cristallisation contenue dans les acides, car plusieurs de ceux-ci retiennent 1 atome d'eau en s'unissant au protoxide de plomb, aussi est-il préférable de combiner alors l'acide qu'on examine à l'oxide d'argent qui, comme l'ont démontré MM. Liebig et Wohler, chasse toute l'eau et forme un sel anhydre. Ce sel d'argent analysé par la calcination dans un petit creuset de porcelaine, fait connaître le poids absolu de l'acide sec, et cette première donnée permet de calculer ensuite le poids atomique de l'acide lui-même.

Deutoxide de plomb. (*Suroxide plombeux*, Berz.) Cet oxide, qu'on prépare en grand en calcinant au rouge naissant, et au contact de l'air, le protoxide réduit en poudre fine, est désigné dans le commerce sous les noms de *minium*, *mine orange*, *oxide rouge de plomb*.

Il se présente sous forme d'une poudre rouge plus ou moins éclatante. Il est inaltérable à une chaleur de + 205, mais au rouge cerise il abandonne de l'oxigène et se convertit en protoxide qui entre en fusion.

Composition. Le deutoxide de plomb renferme une fois et demie autant d'oxigène que le protoxide. Il contient :

Plomb...	89,62	2 atomes.
Oxigène..	10,38	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{Pb}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au rouge, il perd sa couleur rouge et passe à l'état de protoxide qui se réduit ensuite sur le charbon.

2° L'acide nitrique faible le décompose même à froid en protoxide qui se dissout et en tritoxide qui se sépare en poudre, d'une couleur brun chocolat.

3° Chauffé avec l'acide hydrochlorique, il se transforme en protochlorure blanc avec dégagement de gaz chlore.

4° Mis en contact à la température ordinaire avec de l'acide nitrique mêlé d'acide hyponitrique, il est à l'instant ramené à l'état de protoxide, qui se dissout entièrement et donne une dissolution incolore présentant tous les caractères de la dissolution de protoxide de plomb pur dans l'acide nitrique. (Voyez *Caractères du protoxide.*)

Tritoxide ou peroxide de plomb. (*Suroxide plombique*, Berz.) Cet oxide était connu des anciens chimistes sous le nom d'*oxide puce*, en raison de sa couleur. On le prépare en

traitant le minium soit par l'acide nitrique faible, soit par une solution de chlore. Il est pulvérulent, d'une couleur brune foncée : la chaleur le décompose facilement en le ramenant à l'état de protoxide avec dégagement d'oxigène.

Composition. Il est formé de :

Plomb. . .	86,62	1 atome.
Oxigène .	13,38	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\ddot{Pb}$.

Caractères distinctifs. 1° Cet oxide se comporte au chalumeau comme les deux premiers.

2° L'acide nitrique n'a point d'action sur lui à froid, mais celui qui contient de l'acide hyponitrique le dissout et le transforme en protosulfate de plomb soluble.

3° L'acide hydrochlorique le transforme à l'aide de la chaleur en protochlorure avec dégagement de chlore.

Usages. Le peroxide de plomb est employé avec avantage dans l'analyse des gaz pour séparer le gaz acide sulfureux du gaz acide carbonique, il absorbe le premier en le faisant passer à l'état d'acide sulfurique qui se combine au protoxide de plomb ; tandis que le gaz acide carbonique, sans action sur ce peroxide, reste à l'état de liberté.

Oxides de potassium. Le potassium produit deux oxides en se combinant à l'oxigène, savoir, un protoxide et un deutoxide. Le premier qui constitue la base alcaline qu'on désigne depuis longtemps sous le nom de *potasse*, existe dans la nature, soit comme partie composante de certains minéraux, soit à l'état de sel dans les diverses plantes. On le rencontre dans la cendre des végétaux uni à l'acide carbonique et mêlé à d'autres substances salines. Le deutoxide de potassium est un produit artificiel résultant de la calci-

nation du métal dans un excès d'oxigène ou de la suroxidation du protoxide. Ce dernier oxide est formé de 1 atome de potassium et 3 atomes d'oxigène. Il n'est pas employé.

Protoxide de potassium. (*Oxide potassique*, Berz.) Ce protoxide anhydre ne peut s'obtenir que directement, car celui qu'on extrait des divers sels à base de potasse, se retirant par l'intermède de l'eau et de certaines réactions chimiques, se présente toujours à l'état d'hydrate.

C'est à cet hydrate fondu qu'on donne, suivant son degré de pureté et sa préparation, les noms de *potasse caustique*, *pierre à cautère*, *potasse caustique à la chaux*, *potasse caustique à l'alcool*. On l'obtient dans les laboratoires en décomposant le carbonate de potasse dissous dans l'eau par l'hydrate de chaux.

Propriétés. L'hydrate de protoxide de potassium ou l'hydrate de potasse est blanc, solide, cassant, très caustique, et fusible à une température au dessous du rouge sans perdre son eau de combinaison. Exposé à l'air, il en absorbe rapidement la vapeur d'eau, s'humecte d'abord et se résout en un liquide sirupeux, d'une saveur âcre caustique et fortement alcaline: par une exposition plus prolongée, il attire l'acide carbonique et passe peu à peu à l'état de carbonate. Chauffé au contact de l'air, à une chaleur rouge, il perd une partie de son eau, se suroxide et passe en partie à l'état de deutoxide; l'eau le dissout en toute proportion, il est également soluble dans l'alcool.

Composition. Le protoxide de potassium anhydre est formé de

Potassium....	83,05	ou 1 atome.
Oxigène.....	16,95	1 atome.
	100,00	

Sa formule = K O ou $\dot{K}$.

L'hydrate de protoxide de potassium fondu contient :

Protoxide de potassium.	84 ou	1 atome.
Eau.	16	1 atome.
	100	

Sa formule = $KO + Aq$.

Caractères distinctifs. 1° L'hydrate de protoxide de potassium, chauffé avec de l'acide silicique ou de l'acide borique fondu, abandonne toute son eau en s'unissant à ces acides.

2° Dissous dans l'eau, il forme une solution incolore qui paraît douce et savonneuse au toucher, en agissant peu à peu sur l'épiderme. Cette solution verdit fortement le sirop de violettes, et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide ; les acides, en la saturant, ne produisent point d'effervescence avec elle, et l'eau de chaux ne la trouble point si elle est tout à fait pure et privée d'acide carbonique.

3° Versée en petite quantité dans une solution concentrée d'acide tartrique ou oxalique, elle y produit un précipité blanc cristallin de sel acide peu soluble dans l'eau ; le même effet se manifeste si l'on en ajoute un peu dans une solution concentrée de sulfate acide d'alumine : il s'y forme par l'agitation un précipité cristallin d'alun.

4° Enfin, le bichlorure de platine, ajouté à une solution concentrée d'hydrate de potasse, y produit un précipité jaune-orangé, qui est un bichlorure double de platine et de potassium.

Usages. L'hydrate de protoxide de potassium pur est très employé dans l'analyse minérale : à l'état solide, on s'en sert pour attaquer par la voie sèche les diverses pierres ou silicates terreux et métalliques ; en s'unissant à l'acide silicique, il rend alors la masse fondue dissoluble

dans la plupart des acides. L'emploi de l'hydrate de potasse dans les analyses nécessite que l'opération soit faite dans un creuset d'argent fin, et non dans un creuset de terre ou de porcelaine, qui serait attaqué et apporterait des matières étrangères au composé qu'on examine. Trois ou quatre parties d'hydrate de potasse suffisent pour décomposer la plupart des pierres siliceuses. La calcination doit être faite à une chaleur rouge obscur, qu'on maintient ainsi pendant 25 à 30 minutes.

La solution d'hydrate de potasse est fréquemment usitée dans une foule d'opérations analytiques, soit pour précipiter certains oxides métalliques, soit pour les redissoudre lorsqu'ils sont susceptibles de s'unir à elle, et de former des composés solubles. Cette solution redissout facilement les hydrates d'alumine, de glucine, d'oxide de zinc, d'oxide de cadmium, de protoxide d'antimoine, d'oxide de tellure, de protoxide de plomb, de protoxide et de deutoxide d'étain; elle n'exerce pas d'action dissolvante sur les autres oxides métalliques, ce qui permet toujours de séparer dans un mélange les premiers des derniers.

L'affinité dont jouit la potasse pour les divers acides l'a fait employer souvent pour séparer ceux-ci des oxides métalliques, avec lesquels ils se trouvent combinés, soit naturellement, soit dans les produits artificiels qu'on examine.

L'absorption facile du gaz acide carbonique par une solution de potasse caustique fait qu'on se sert avec avantage de celle-ci pour estimer souvent la proportion de ce gaz existant dans quelques mélanges gazeux ne contenant pas d'autre gaz susceptible d'être absorbé par la potasse. C'est sur ce même principe qu'on en fait usage dans l'analyse élémentaire organique, pour déterminer, à l'aide du petit appareil de condensation de M. Liebig, le poids du gaz acide carbonique formé pendant la combustion de la ma-

tière organique, et calculer ensuite la proportion de carbone qu'il représente.

Comme réactif, la solution de potasse caustique permet de distinguer plusieurs oxides métalliques, les uns des autres, aux couleurs qu'affectent leurs hydrates lorsqu'ils sont récemment précipités.

Oxides dont les hydrates sont blancs et gélatineux.	Sels d'aluminium. — de glucinium. — d'yttrium. — de zirconium. — de thorium. — de zinc. — d'étain. — d'antimoine. — de tellure. — de cadmium. — de plomb. — de bismuth. — de titane.
Oxides dont les hydrates, d'abord blancs, changent de couleur à l'air.	Sels de protoxide de fer. — — de manganèse.
Oxides dont les hydrates sont jaune rougeâtre.	Sels de peroxide de fer.
Oxides dont les hydrates sont jaunes.	Sels de deutoxide de mercure.
Oxides dont les hydrates sont noirs.	Sels de protoxide de mercure.
Oxides dont les hydrates sont bleus.	Sels de deutoxide de cuivre. — de protoxide de cobalt.
Oxides dont les hydrates sont vert pâle.	Sels de protoxide de nickel.
Oxides dont les hydrates sont gris olivâtre.	Sels d'argent.

Oxides de sodium. Le sodium, comme le potassium, s'unit en deux proportions avec l'oxigène. Le protoxide forme la soude : on le trouve tout formé dans la nature ; il existe dans plusieurs minéraux et dans la plupart des plantes marines à l'état d'union avec des acides organiques et inorganiques. Le deutoxide s'obtient par la calcination

du sodium dans un excès d'oxigène; il est composé de 2 atomes de sodium et 3 atomes d'oxigène. Le protoxide de sodium s'obtient à l'état de pureté, comme le protoxide de potassium, en décomposant une solution de carbonate de soude par la chaux; mais ainsi préparé, il se présente de même que la potasse à l'état d'hydrate.

Hydrate de protoxide de sodium. (*Oxide sodique* Berz.) Cet hydrate ressemble, sous le rapport de ses propriétés physiques, à l'hydrate de protoxide de potassium; il est connu sous le nom de *soude caustique à la chaux ou à l'alcool*, suivant sa préparation.

Propriétés. Il est blanc, solide et cassant, plus fusible que l'hydrate de potasse; calciné au contact de l'air, il passe en partie à l'état de deutoxide. Abandonné à l'air libre, à la température ordinaire, il en attire l'humidité et tombe en déliquescence; mais, par suite de son exposition, il s'unit à l'acide carbonique, et se dessèche ensuite en se transformant en carbonate de soude effleuri.

Composition. Le protoxide de sodium est formé de

Sodium.......	74,42	ou 1 atome.
Oxigène......	25,58	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= N\,O = \dot{N}$.

L'hydrate de protoxide de sodium fondu contient :

Protoxide de sodium.	77,67	ou 1 atome.
Eau..............	22,33	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= N\,O + Aq$.

Caractères distinctifs. L'hydrate de soude ressemble beaucoup à l'hydrate de potasse par ses propriétés physiques, mais on peut le distinguer sur le champ en le dissolvant dans l'eau, car sa solution concentrée ne précipite

ni l'acide tartrique, ni le bichlorure de platine comme le fait la solution d'hydrate de potasse.

2° Saturé par l'acide acétique, cette solution de soude fournit un sel qui cristallise aisément en aiguilles prismatiques blanches, efflorescentes à l'air, tandis que la solution de potasse donne avec le même acide un sel cristallisé en petits feuillets, et qui tombe promptement en déliquescence au contact de l'air.

Usages. Cet hydrate peut remplacer l'hydrate de potasse comme réactif, il agit de la même manière dans les différentes circonstances où en l'emploie.

Oxides de zinc. Le zinc peut s'unir en trois proportions avec l'oxigène, pour former d'après M. Berzélius un sous oxide, un protoxide et un deutoxide; ces deux derniers sont désignés par ce chimiste sous les noms d'*oxide zincique* et *suroxide de zinc*.

Le sous-oxide se produit par l'exposition prolongée du zinc à l'air humide, il est gris clair ou gris-noirâtre.

Le protoxide ou oxide zincique que l'on trouve dans la nature, se forme par la combustion du zinc à l'air, ou en dissolvant ce métal dans les acides. On le désignait autrefois sous les noms de *lana philosophica pompholix*, *nihil album*, *oxide blanc de zinc*.

Propriétés. Cet oxide est sous forme d'une poudre blanche très légère, il est insipide et inodore; chauffé il devient jaune sans éprouver d'altération dans sa composition, mais il reprend sa couleur primitive par le refroidissement.

Composition. Il est formé de :

Zinc.........	80,13	1 atome.
Oxigène......	19,87	1 atome
	100,00	

Sa formule = $Zn\,O = \dot{Z}n$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau il reste infusible, mais prend une couleur jaune visible au jour et non à la lumière; par le refroidissement il redevient incolore; calciné au feu de réduction il se dissipe peu à peu en une fumée blanche qui se dépose tout autour sur la surface du charbon.

2° Fondu avec le borax il donne un verre transparent qui devient laiteux en refroidissant, et tout à fait blanc si l'oxide est en excès.

3° Les acides nitrique, hydrochlorique et sulfurique étendus d'eau, le dissolvent entièrement et forment avec lui une dissolution incolore qui produit avec la potasse, la soude et l'ammoniaque un précipité blanc gélatineux soluble dans un excès de ces alcalis; l'acide hydrosulfurique n'y détermine aucun changement si la dissolution est acide, mais les hydrosulfates y forment un précipité blanc ainsi que la solution de cyanure de fer et de potassium.

OXIGÈNE. (Air vital des anciens.) Ce corps simple est très répandu dans la nature, il existe à l'état de mélange et à l'état de combinaison. Sous le premier état il fait partie constituante de l'air atmosphérique, sous le second il est un des éléments de l'eau, de la plupart des acides, de tous les oxides, et forme un des principes constituants d'un grand nombre de substances organiques.

On l'extrait à l'état de pureté de quelques oxides ou sels facilement décomposables par le calorique.

Propriétés. L'oxigène se présente toujours sous forme gazeuse, il est incolore et inodore. Sa densité est de 1,1026. il active vivement la combustion des corps et est propre à la respiration. L'eau peut en dissoudre les 3/100 de son volume.

Caractères distinctifs. 1° Le gaz oxigène se reconnaît facilement à la propriété qu'il possède non seulement d'activer la combustion des corps enflammés, mais encore

de les rallumer lorsqu'ils présentent quelques points en ignition.

2 Introduit dans l'eudiomètre à eau avec deux fois son volume d'hydrogène pur, si on enflamme ce mélange par une étincelle électrique, il y a condensation totale des deux gaz sans aucun résidu.

3° Mêlé sous l'eau avec un volume d'hydrogène pur ou d'azote égal au sien, il forme un mélange dans lequel le phosphore produit à la température ordinaire une absorption égale au volume d'oxigène.

4° Enfin mis en contact dans un tube gradué avec quatre fois son volume de deutoxide d'azote, il produit des vapeurs jaunes rutilantes d'acide hyponitrique et une absorption dont le quart est égal à son propre volume.

OXISELS. Nom adopté dans la nomenclature actuellement admise pour désigner les combinaisons des oxides électro-positifs ou oxibases avec les composés électro-négatifs, ou tous les oxacides.

OXISULFURES. On connaît sous cette dénomination les combinaisons que différents sulfures métalliques peuvent former avec les oxides des mêmes métaux, et quelquefois avec des oxides d'une autre espèce.

Oxisulfure d'antimoine hydraté. (*Kermès minéral.*) La plupart des chimistes regardent aujourd'hui le kermès minéral comme un oxisulfure d'antimoine. M. Berzélius, n'admet point cette opinion, il le considère comme un simple *sulfure antimonique hydraté*, contenant une petite quantité d'une sulfobase alcaline. Le kermès s'obtient le plus ordinairement par la voie humide en traitant le protosulfure d'antimoine, réduit en poudre par une solution bouillante de carbonate de soude. Il se précipite par le refroidissement de la liqueur filtrée à chaud.

Propriétés. Le kermès, bien préparé, se présente en poudre légère, d'un brun-marron, offrant un aspect ve-

louté ; il est inodore et insipide. L'eau est sans action sur lui, mais les solutions alcalines bouillantes le dissolvent en le décomposant. Exposé à l'action de la lumière il s'altère, et prend une teinte blanche-jaunâtre et un aspect farineux.

Composition. D'après l'analyse qui en a été faite par M. Henry fils, il contient :

Protosulfure d'antimoine . .	52,5 ou	2 atomes.
Protoxide d'antimoine	27,4	1 atome.
Eau	10,1	6 atomes.
	100,0	

Sa formule $= 2\dddot{S}b + \dot{\dot{\dot{S}}}b + Aq^6$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau le kermès noircit, fond ensuite en exhalant une odeur d'acide sulfureux et des vapeurs blanches d'oxide antimoine. Si la calcination est faite dans un tube, on voit apparaître de l'eau.

2° Traité à chaud par l'acide hydrochlorique, il est dissous avec dégagement de gaz hydrosulfurique. Cette dissolution est *incolore*, elle précipite en blanc par l'eau et en jaune-orangé par l'acide hydrosulfurique.

3° Mis en contact à une douce chaleur, avec une solution d'acide tartrique ou de bitartrate de potasse, tout le protoxide d'antimoine est dissous et le sulfure d'antimoine qui lui était uni, reste insoluble.

Falsifications. Le kermès en raison de son prix élevé, est quelquefois falsifié avec du *peroxide de fer*, de la *brique pilée* ou certaines poudres végétales, dont la couleur se rapproche de la sienne. Le premier composé se reconnaît à la couleur jaune-rougeâtre de la dissolution du kermès dans l'acide hydrochlorique, et au précipité bleu-foncé que produit le cyanure de fer et de potassium dans la dissolu-

tion préalablement précipitée par l'eau, enfin, en saturant une portion de cette dissolution par une certaine quantité de potasse ou d'ammoniaque, l'infusion de noix de galles y détermine de suite une coloration noire foncée. La présence de la brique pilée est décelée par le résidu, qui reste insoluble dans l'acide hydrochlorique et les solutions alcalines ; enfin le kermès mélangé à des poudres végétales se distingue facilement à la forme et à l'odeur qu'il répand lorsqu'on le projette sur les charbons ardents : d'ailleurs un tel mélange ne se dissout qu'en partie dans l'acide hydrochlorique en laissant la poudre végétale un peu altérée.

Oxisulfure d'antimoine vitreux et demi-vitreux. Noms qui ont été donnés par les chimistes à deux oxisulfures, obtenus par le grillage à l'air du protosulfure d'antimoine et à la fusion du produit, et contenant diverses proportions d'oxide et de sulfure d'antimoine. L'un de ces composés en raison de son aspect vitreux et de sa transparence, est connu dans le commerce sous le nom de *verre d'antimoine.* Il est composé de protoxide d'antimoine 91,5, silice 4, oxide de fer 3,2, sulfure d'antimoine 1,9. L'autre opaque, d'une couleur rouge-sombre et plus riche en sulfure, constitue les oxisulfures désignés sous les noms de *rubines* et de *safran des métaux.*

P.

PACKFONG. Nom chinois sous lequel on connaît dans le commerce un alliage triple de cuivre, de zinc et de nickel. (*Voyez* cet alliage.)

PALLADIUM. Métal particulier, découvert d'abord dans le minérai de platine auquel il est allié, et qui depuis a été trouvé à l'état natif simplement mélangé à ce minérai.

Ce métal s'extrait de la dissolution du minérai de platine dans l'acide chloronitreux.

Propriétés. Le palladium est d'un blanc gris, avec éclat métallique, se rapprochant un peu de l'argent et du platine; il est malléable comme ce dernier, sa densité est de 11,300 lorsqu'il a été fondu, et de 11,800 lorsqu'il a été laminé; quoique réfractaire au feu des forges ordinaires ses molécules s'agglutinent et peuvent se souder avec elles-mêmes par la percussion. Il est inaltérable à l'air à la température ordinaire, mais si on le chauffe au rouge sa surface se ternit, devient brunâtre en s'oxidant, mais à une température plus élevée il reprend sa couleur primitive.

Caractères distinctifs. 1° Si l'on chauffe jusqu'au rouge naissant à la lampe à alcool, et sur une feuille de platine, un morceau de palladium laminé, il prend à sa surface une teinte bleue qui disparaît par une ignition complète.

2° Chauffé seul sur le charbon il reste infusible et inaltérable, mais un peu de soufre détermine sa fusion au feu de réduction; au feu d'oxidation le soufre est brûlé et le palladium reste pur.

3° Mouillé avec une solution alcoolique d'iode, et ensuite séché il produit une tache circulaire noire, qui disparaît à la chaleur rouge.

4° L'acide nitrique le dissout sans effervescence à froid, et la dissolution qui en résulte a une couleur rouge foncée; à chaud l'action est plus énergique, et il se dégage un peu de deutoxide d'azote. L'eau régale le dissout aussi facilement, et la dissolution qui en résulte est d'un jaune rougeâtre foncé.

5° Les dissolutions du palladium dans les acides ne sont précipitées ni par l'hydrochlorate d'ammoniaque ni par les chlorures de potassium, la potasse y produit un précipité jaune orangé d'hydrate d'oxide de palladium; le cyanure

de fer et de potassium un précipité jaune; le cyanure de mercure un précipité blanc; l'iodure de potassium un précipité noir, soluble dans l'ammoniaque sans la colorer, enfin la solution de protosulfate de fer réduit le palladium et le précipite sous forme de poudre.

PAPIERS-RÉACTIFS. On donne ce nom à divers papiers colorés à leur surface par des matières colorantes qui, prenant sous l'influence des acides et des alcalis des couleurs différentes, servent ainsi à constater l'existence des uns et des autres.

Les plus employés sont : 1° le *papier de tournesol*; 2° le *papier de curcuma*; 3° le *papier de fernambouc*.

Le papier teint par la couleur du tournesol s'emploie avec sa couleur naturelle, ou rougi par un acide végétal; dans le premier cas il devient rouge par l'action des acides, et dans le second, il reprend sa couleur bleue en présence des alcalis ou des composés qui en remplissent les fonctions. Pour l'usage on découpe ce papier en petites bandes qu'on conserve dans des flacons secs et bien bouchés pour éviter que la couleur ne s'altère par les vapeurs acides qui sont répandues si souvent dans l'air des laboratoires.

Le papier coloré par la décoction de racine de curcuma est jaune: il devient brun rougeâtre par les alcalis, et reste jaune avec les acides.

Le papier coloré par l'infusion de bois de fernambouc est rouge, il devient jaune par les acides et bleu par les alcalis.

D'autres papiers diversement colorés peuvent être employés aux mêmes usages, mais on ne s'en sert pas aussi fréquemment que des premiers.

On applique quelquefois à la surface des feuilles du papier blanc diverses substances et préparations chimiques qui permettent de les employer comme *réactifs* dans certaines circonstances; tels sont les papiers teints par le sul-

fate d'indigotine, qui sont décolorés par le chlore, le brôme et les solutions des chlorites; les papiers imprégnés d'acétate de plomb, qui peuvent servir à reconnaître le gaz hydrosulfurique mêlé en petite quantité à divers gaz; les papiers amidonnés à leur surface, qui se colorent en bleu par l'iode, ou en présence des iodures dissous et d'un peu de chlore, etc., etc.

PARATARTRATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide paratartrique avec les oxides métalliques. Ces sels se rapprochent sous quelques rapports des tartrates auxquels ils correspondent par quelques unes de leurs propriétés et par leur composition. Un seul paratartrate se rencontre dans la nature, c'est le biparatartrate de potasse qui se trouve mêlé au bitartrate de potasse dans certains échantillons de tartre brut provenant des raisins aigres.

Caractères distinctifs. 1° Les paratartrates projetés sur les charbons ardents se boursouflent, noircissent en exhalant l'odeur du tartre brûlé.

2° Dissous dans l'eau, ils précipitent la solution des sels calcaires et même celle du sulfate de chaux en flocons blancs peu solubles dans l'eau; ce précipité se redissout dans l'acide hydrochlorique très étendu et reparaît aussitôt par la saturation avec l'ammoniaque, ce que ne produisent pas les tartrates.

Biparatartrate de potasse. Ce sel se rencontre à l'état de mélange avec le bitartrate de potasse dans certains échantillons de tartre. On le distingue du bitartrate en ce que la solution précipite les solutions de nitrate et de sulfate de chaux. Il est moins soluble que la crème de tartre, et se présente en petits prismes aciculaires.

PHOSPHATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide phosphorique avec les bases. Ces sels se présentent sous cinq états de saturation, savoir, à l'état de phosphates

neutres, de sesquiphosphates, de biphosphates, de phosphates sesquibasiques et de phosphates bibasiques.

Tous les phosphates neutres à base d'oxides métalliques sont insolubles dans l'eau, à l'exception de ceux à base de potasse et de soude. Ils se dissolvent tous dans un excès d'acide phosphorique ou de tout autre acide qui forme avec leur base un composé soluble, et se transforment en sesquiphosphates ou biphosphates. Ils sont indécomposables par la chaleur, lorsqu'ils sont formés d'ailleurs par des oxides fixes.

Composition. Les phosphates neutres sont formés de deux atomes de base unis à un atome d'acide phosphorique.

Caractères distinctifs. 1° Calcinés au chalumeau sur le charbon avec de l'acide borique, ils fondent avec boursouflement, si on porte dans la masse en fusion un morceau de fil de fer fin, l'acide phosphorique est réduit à une haute température, et il en résulte du phosphure de fer qui fond en un globule gris, cassant.

2° Chauffés avec du potassium dans un tube de verre bouché, ils sont décomposés et fournissent un phosphure qui, séparé de l'excès de potassium par un peu de mercure, laisse exhaler par le contact de l'air humide, ou d'un peu d'eau, du gaz hydrogène protophosphoré aisément reconnaissable à son odeur alliacée. Un milligramme d'un phosphate peut être distingué par cette réaction d'après les expériences de MM. Vauquelin et Thénard.

3° Les phosphates solubles, dissous dans l'eau, précipitent en flocons blancs les solutions de chaux et de barite, et le précipité est dissoluble dans les acides nitrique et hydrochlorique, mais il reparaît par la saturation de ces acides.

4° Les sels de protoxide de plomb y produisent un précipité blanc, insoluble dans l'eau. Ce phosphate de plomb

fond au chalumeau en un globule qui cristallise par le refroidissement, et présente à sa surface des facettes bien prononcées.

3° Le nitrate d'argent versé dans la solution des phosphates non calcinés produit un précipité jaune-serin, mais lorsque ces sels ont éprouvé l'action du feu, et qu'ils se sont changés en pyrophosphates, leur solution forme alors avec le nitrate d'argent un précipité blanc.

Phosphate d'ammoniaque et de soude. (*Phosphate ammonico-sodique.* Berz.) Ce double sel qui existe dans l'urine humaine putréfiée, a été connu des anciens chimistes sous le nom de *sel de phosphore, sel fusible de l'urine.* On le prépare en faisant dissoudre 16 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque dans une très petite quantité d'eau bouillante, y mêlant 100 parties de phosphate de soude cristallisé, et faisant fondre le tout sur le feu; la liqueur filtrée bouillante laisse cristalliser la plus grande partie du sel par le refroidissement.

Propriétés. Le phosphate double d'ammoniaque et de soude cristallisé, exposé à l'air s'effleurit, perd son eau de cristallisation et une partie de son ammoniaque en devenant acide; chauffé au chalumeau, il fond, se boursoufle un peu, dégage de l'ammoniaque, et se convertit en biphosphate de soude qui, en se refroidissant, forme un verre transparent et incolore.

Usages. D'après M. Berzélius, ce sel s'applique avec plus d'avantage que le borax à la fusion et à la détermination des oxides métalliques dont il fait ressortir les couleurs caractéristiques beaucoup mieux que ce dernier fondant. Employé au chalumeau dans les essais pyrognostiques, il agit surtout par l'excès d'acide phosphorique qui devenant libre au feu, s'empare des bases qui existent dans les composés minéraux, et forme avec elles des sels doubles plus ou moins fusibles, dont on examine la transparence et la couleur. En réagissant

sur les composés dans lesquels sont combinés des acides, il les en dégage s'ils sont volatils, ou partage avec eux les bases qui y sont unies s'ils sont fixes. Il fait reconnaître l'acide silicique qui, mis en liberté par son action, se montre dans la masse en fusion sous forme de masse gélatineuse.

Phosphate de chaux. *Sous phosphate de chaux.* (*Sous phosphate calcique*, Berz.) C'est un des phosphates calcaires qu'on rencontre le plus abondamment dans le règne organique. Il est un des principes constituants des os de tous les animaux.

Propriétés. Le sous phosphate de chaux est blanc, insipide et inaltérable au feu. Exposé à une forte chaleur il devient plus cohérent en se frittant, et ressemble alors à de l'hydrate d'alumine calciné.

Composition. Cette variété de sous phosphate est formée d'après M. Berzélius de :

Acide phosphorique......	48,34	3 atomes.
Protoxide de calcium......	51,66	8 atomes.
	100,00	

Sa formule = $3\ Ph^2\ O^5.\ 8\ Ca\ O$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé seul au chalumeau, reste inaltérable, mais il fond avec le borax et donne un verre diaphane qui tourne au blanc de lait par le flamber, et devient opaque en refroidissant.

2° Les acides nitrique et hydrochlorique le dissolvent même à froid sans effervescence, l'ammoniaque l'en sépare ensuite sous forme d'un précipité blanc gélatineux qui prend l'apparence de l'hydrate d'alumine en se desséchant et se raccornit au feu.

3° Traité par l'acide sulfurique concentré, il forme un magma épais, et se transforme en sulfate de chaux peu soluble et en biphosphate très soluble au contraire.

4° Dissous dans la plus petite quantité possible d'acide nitrique, il forme une dissolution qui précipite en blanc par l'oxalate d'ammoniaque, et produit avec le nitrate de plomb un précipité blanc, floconneux, qui se comporte au chalumeau comme le phosphate de plomb. (Voyez *caractères généraux des phosphates.*)

PHOSPHATE DE COBALT ET D'ALUMINE.) *Sous phosphate aluminico cobaltique.*) Ce sel qui fait la base de la couleur bleue connue dans les arts sous le nom de *bleu de Thénard*, se prépare en calcinant à un feu violent un mélange de phosphate de cobalt et d'hydrate d'alumine.

Propriétés et caractères. Ce sous phosphate double se présente dans le commerce sous forme d'une poudre d'un très beau bleu; il est insoluble dans l'eau et indécomposable par la chaleur seule. Fondu avec le borax il donne un verre coloré en bleu foncé. Calciné avec la potasse caustique, il est décomposé, et donne une masse noire de laquelle l'eau dissout du phosphate de potasse, de l'aluminate de potasse en laissant pour résidu du peroxide de cobalt insoluble.

PHOSPHATE DE SOUDE. (*Phosphate sodique*, Berz.) Ce phosphate se trouve en solution dans quelques liqueurs animales. On le forme en grand en saturant par une solution de carbonate de soude, l'excès d'acide d'une solution de biphosphate de chaux, filtrant et faisant évaporer la liqueur jusqu'au point qu'elle cristallise.

Propriétés. Le phosphate de soude se présente en cristaux transparents prismatiques, à bases rhomboïdales; il a une saveur salée sans aucune amertume. Exposé à l'air sec, il s'effleurit en moins de quelques minutes et tombe peu à peu en poussière. Chauffé il se boursoufle, perd son eau, se dessèche et fond ensuite. Il est très soluble dans l'eau.

Composition. Ce sel cristallisé renferme 62 p. cent d'eau, ou anhydre il es composé de :

Acide phosphorique.	53,30	1 atome.
Protoxide de sodium.	46,70	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $NO + 2Ph^2 O^5$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, ce sel fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle et se dessèche ensuite.

2° Sa solution aqueuse verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi. L'eau de chaux et l'eau de barite y produisent, ainsi que leurs sels, des précipités blancs, gélatineux, solubles entièrement dans l'acide nitrique ou hydrochlorique. Le nitrate d'argent détermine dans la solution de ce sel cristallisé un précipité jaune-serin dissoluble dans un excès d'acide nitrique pur.

3° Les solutions de bichlorure de platine et d'acide tartrique ne produisent aucun effet avec la solution concentrée de ce phosphate.

PHOSPHITES. Genre de sels formés par l'union de l'acide phosphoreux avec les bases ou oxides métalliques qui ont une assez forte affinité pour l'oxigène.

Tous les phosphites sont insolubles dans l'eau à l'exception de ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés, ils se décomposent et donnent suivant la température, par la calcination, du phosphore et du gaz hydrogène, ou du gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme à l'air. Ils laissent pour résidu un phosphate mêlé d'un peu d'oxide rouge de phosphore.

2° Dissous dans l'eau les phosphites précipitent l'eau de

chaux et l'eau de barite, mais les précipités sont redissous par un excès d'acide nitrique ou hydrochlorique.

3° Les sels de mercure et d'argent ajoutés aux solutions des phosphates, et chauffés avec celles-ci, sont réduits et donnent un précipité gris ou noirâtre, dû au métal qui se précipite.

PHOSPHORE. Ce corps combustible, simple, rangé au nombre des métalloïdes, ne se rencontre jamais à l'état de liberté, mais combiné à l'oxigène et à d'autres corps. Il est très répandu dans la nature à l'état de phosphate, et c'est de l'un de ceux-ci qu'on l'extrait dans les arts.

Propriétés. Le phosphore se présente dans les arts sous forme de petits cylindres de la grosseur d'un tuyau de plume à écrire, il est incolore, transparent, insoluble dans l'eau, assez mou et ductile pour pouvoir être courbé sur lui-même sans se rompre. Il répand au contact de l'air une légère fumée blanche, d'une odeur alliacée, et parait lumineux dans l'obscurité, en émettant une faible lumière jaune pâle, due à sa combustion lente. Sa densité est de 1,770. Il fond à $+ 43°$ et se volatilise à $+ 290°$. Tenu en fusion à l'air il brûle rapidement avec une flamme intense, en dégageant d'abondantes vapeurs blanches d'acide phosphorique, et laissant une petite quantité d'oxide rouge de phosphore.

Caractères distinctifs. 1° Les propriétés physiques de ce corps sont si tranchées qu'il est facile de le reconnaître au simple aspect.

2° Chauffé avec l'acide nitrique faible, il est peu à peu transformé en acide phosphorique pur qui se dissout, et qu'on distingue facilement par ses caractères particuliers.

Usages. Le phosphore, en raison de son affinité pour l'oxigène qu'il absorbe directement, est employé avec avantage pour faire l'analyse de l'air et de tous les compo-

sés gazeux dans lesquels *l'oxigène* est mélangé. (Voyez *Air et Gaz*, leur analyse.)

PHOSPHURES. Nom donné aux combinaisons du phosphore avec les métaux. Ces composés ne se trouvent pas dans la nature. Ils sont tous plus ou moins fusibles. Ceux des métaux des deux premières sections décomposent subitement l'eau avec dégagement d'hydrogène protophosphoré ou perphosphoré. Quelques uns ont de l'action sur ce composé en présence de certains acides, les autres sont sans action sur l'eau dans ces mêmes circonstances, mais transformés en phosphates métalliques par l'acide nitrique bouillant ou l'eau régale.

PHTORE. Mot dérivé du grec (de φτορος, qui ronge et détruit) proposé par M. Ampère pour désigner le radical de l'acide fluorique. Il est inusité.

PHTORURES. Mot correspondant aux fluorures, et proposé pour désigner les composés du phtore avec les autres corps simples.

PIERRE A CAUTÈRE. C'est le nom sous lequel on connaît, en médecine, l'hydrate de protoxide de potassium ou potasse caustique à la chaux.

PIERRE DE TOUCHE. On donne ce nom, dans l'art de l'essayeur, à une espèce de trapp, noir et poli, sur la surface duquel on frotte les divers alliages d'or, pour déterminer, par comparaison de la couleur des taches qu'ils y produisent, et par l'action de l'eau forte sur ces taches, leur titre plus ou moins élevé. (Voyez *Alliages d'or et de cuivre*.)

PIERRE INFERNALE. Nom donné en chirurgie au *nitrate d'argent* fondu et moulé en petits cylindres, qu'on emploie pour cautériser les tissus organiques dans un grand nombre de cas.

PLATINE. Ce métal existe dans la nature, allié à l'iridium, l'osmium, le rhodium et le palladium; il constitue sous cet état certains minerais, qui se trouvent mêlés à

divers sables ou détritus de roches, appartenant aux terrains volcaniques les plus anciens. On l'extrait de son minerai par la voie humide ou dissolution dans l'eau régale.

Propriétés. Le platine préparé pour les besoins des arts, est un métal très malléable et très ductile, d'un gris-blanc et d'un éclat métallique qui se rapproche de l'argent. C'est le plus pesant de tous les corps, sa densité est de 21,450; il est infusible dans les fourneaux ordinaires, mais se fond à la chaleur du chalumeau à gaz oxigène et hydrogène. L'air et l'eau ne l'altèrent à aucune température.

Ce métal, tel qu'on l'obtient du chlorure ammonico-platinique, d'où on le retire par la calcination, se présente en une masse spongieuse, grise et sans aucun éclat, il est alors connu sous le nom d'*éponge de platine.* Comprimé ou frappé, il se réduit en une lame, que l'on peut étendre et qui prend alors un éclat métallique.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau ordinaire, le platine conserve tout son éclat, même au feu d'oxidation.

2° Les acides nitrique, hydrochlorique et sulfurique ne l'attaquent ni à froid ni à chaud.

3° L'acide chloronitreux (eau régale) le dissout entièrement à l'aide d'une douce chaleur, en formant une dissolution colorée en rouge jaunâtre-foncé. Cette dissolution qui consiste en deutochlorure de platine, présente avec les réactifs toutes les propriétés de ce composé. (Voyez *Chlorure de platine.*)

Usages. Le platine sous forme de feuilles, de fil, ou confectionné en cuillers, creusets et capsules, est d'un emploi très répandu dans les diverses expériences, tant minéralogiques que chimiques. Dans les essais pyrognostiques, on s'en sert souvent pour supporter les corps qu'on examine au chalumeau, après les avoir mêlés avec les fondants appropriés. C'est surtout sous forme de feuilles minces et en

fil, qu'on l'emploi à cet usage. Les feuilles de platine en raison de leur peu dépaisseur, sont susceptibles d'être portées à un haut degré de température en peu de temps. Les fils fins de platine, recourbés à l'une de leur extrémité en forme de petit crochet, servent également bien de support. Pour en faire usage on humecte le crochet, avec la salive en le passant dans la bouche, on l'enfonce dans le flux pulvérisé qui s'y attache et on fond celui-ci à la lampe, de manière à le convertir en un globule vitreux qui reste adhérent à la courbure; lorsqu'on veut essayer une matière on l'humecte pour la faire adhérer au fondant et on chauffe le tout ensemble. La masse ainsi fondue, se trouve isolée, et on peut facilement, en l'interposant entre l'œil et la lumière, juger de la coloration qui s'est développée par la fusion.

Dans l'emploi que l'on fait des vases, feuilles et fils en platine, il est important de ne pas les mettre en contact avec des métaux qui peuvent s'y combiner, ni avec des oxides qui se réduisent au chalumeau, parce que le platine en se combinant à ces substances, entre en fusion et se troue. A l'état d'éponge, le platine jouit de la propriété de déterminer la combinaison de plusieurs corps gazeux; c'est sur cette propriété qu'est fondé l'usage qui en a été proposé pour faire l'analyse de l'air par l'hydrogène. (V. *Air*, son analyse.)

PLÂTRE. On désigne sous ce nom le sulfate de chaux naturel, mêlé au carbonate de chaux, et qui a été privé de son eau de cristallisation par une légère calcination. Les diverses variétés de pierre à plâtre, employées dans les constructions sont mélangées parfois d'une petite quantité d'argile ou de sable. On connaît sous le nom de *plâtre cru* la pierre à plâtre qui n'a pas été calcinée. La solidification du plâtre cuit, pulvérisé et gâché avec une certaine quantité d'eau, est due à l'absorption de celle-ci, qui est néces-

saire pour qu'il cristallise et durcisse. Dans cette nouvelle cristallisation, il absorbe les 19 centièmes de son poids d'eau.

PLOMB. Ce métal, anciennement connu, se rencontre abondamment dans la nature à l'état de combinaison avec le soufre, ou de sulfure : c'est de ce minerai qu'on l'extrait dans les arts.

Propriétés. Le plomb, à l'état de pureté, est d'un blanc bleuâtre assez éclatant lorsque sa surface n'a pas éprouvé le contact de l'air. Il est très mou et très malléable; par le frottement, il tache les corps en gris bleuâtre comme de la plombagine. Sa densité est de 11,445. Chauffé, il fond à + 322 degrés; à une chaleur rouge il répand des vapeurs au contact de l'air et s'oxide.

Caractères distinctifs. 1° Calciné sur le charbon au feu d'oxidation du chalumeau, le plomb fond, s'oxide et s'évapore entièrement en flamme jaunâtre qui se condense en un cercle jaune pâle autour des parties qui sont échauffées.

2° Traité par l'acide nitrique faible à une douce chaleur, il se dissout avec dégagement de deutoxide d'azote; la dissolution, qui est incolore, étant étendue d'eau, forme avec la potasse un précipité blanc soluble dans un excès de cet alcali; avec l'acide sulfurique un précipité blanc tout à fait insoluble; avec l'iodure de potassium un précipité jaune doré; avec l'acide hydrosulfurique un précipité noir; et avec l'acide hydrochlorique un précipité blanc soluble dans un excès d'eau distillée. Enfin, une lame de zinc en sépare le plomb métallique sous forme de petites lames brillantes et cristallines.

Usages. Dans les laboratoires d'essais, le plomb pur est particulièrement employé pour la coupellation des alliages d'or et d'argent. On s'en sert aussi dans les essais au chalumeau, concurremment avec la cendre d'os pulvérisés. Pour la coupellation des minerais qui contiennent de l'or

et de l'argent, le procédé employé par M. Berzélius consiste à remplir une petite cavité creusée dans un morceau de charbon de bois avec de la poudre d'os humectée qu'on y tasse bien avec le bout d'un pilon. Après avoir desséché la masse, on place dans cette espèce de coupelle la matière à essayer, préalablement fondue avec une petite quantité de plomb, et l'on chauffe le tout à la flamme extérieure. Le plomb, en s'oxidant avec les métaux oxidables, est absorbé par les trous de la petite coupelle, sur laquelle reste l'or ou l'argent.

PLOMBAGINE. Nom donné par les minéralogistes à la variété de carbone minéral qu'on désigne sous le nom de *graphite*, et qui est employée à la confection des crayons.

POIDS ATOMIQUES DES CORPS SIMPLES. On entend par cette expression les poids relatifs que doivent posséder les atomes des corps simples entre eux, comparés au poids de l'atome d'oxigène pris pour unité. Tous les nombres placés dans le tableau que nous exposons ici ont été déduits des rapports des éléments en poids ou en volumes des composés dans lesquels ils entrent.

Ces nombres étant utiles à connaître dans divers calculs d'expériences, servant à vérifier souvent les résultats obtenus par l'analyse, et à déterminer le rapport atomique des éléments, nous avons cru devoir les faire entrer dans le plan de cet ouvrage.

POIDS ATOMIQUES DES MÉTALLOÏDES.

Azote................	88,518
Brôme..............	489,153
Bore................	136,204
Carbone.............	76,438
Chlore..............	221,326
Fluor...............	116,900
Hydrogène..........	6,239

Iode	789,781
Oxigène	100,000
Phosphore	196,143
Sélénium	494,582
Soufre	201,165
Silicium	277,312

MÉTAUX.

Aluminium	171,166
Antimoine	806,452
Argent	1351,607
Arsenic	470,042
Barium	856,880
Bismuth	1330,377
Cadmium	696,767
Calcium	256,019
Cuivre	395,695
Chrôme	351,815
Cobalt	368,091
Étain	735,295
Fer	339,205
Glucinium	331,261
Lithium	80,375
Magnésium	158,352
Manganèse	345,887
Mercure	1265,822
Molybdène	598,520
Nickel	369,675
Or	1243,013
Palladium	665,899
Platine	1233,499
Plomb	1294,498
Potassium	489,916
Sodium	290,807

Strontium............	547,285
Tellure..............	806,452
Titane...............	303,662
Tungstène............	1183,000
Urane................	2711,352
Vanadium	855,840
Yttrium	401,514
Zinc	403,226
Zirconium	420,201

POTASSE. Nom ancien, synonyme du mot protoxide de potassium, employé ordinairement pour désigner cet oxide et les composés dans lesquels il entre.

Potasse à l'alcool et à la chaux. Noms donnés aux hydrates de protoxide de potassium, préparés soit à la chaux soit à l'aide de l'alcool. (Voyez *Oxide de potassium.*)

POTASSE DU COMMERCE. Sous cette dénomination on connaît le produit de la calcination du résidu salin provenant de l'évaporation de la lessive des cendres.

Ce produit, d'une composition variable, contient une plus ou moins grande quantité de carbonate de potasse qui en fait la principale valeur, du sulfate de potasse, du chlorure de potassium, de l'acide silicique et des oxides de fer et de manganèse. Dans le commerce on distingue la potasse sous les noms des pays d'où elle provient. Son titre fixé par la proportion de carbonate de potasse qu'elle renferme s'obtient par l'un des moyens que nous avons indiqués au mot *alcalimètre.*

POTASSIUM. Métal particulier, radical de la potasse. On ne l'obtient qu'en décomposant à une haute température la potasse par le fer, ou le carbonate de potasse par un excès de charbon.

Propriétés. Ce métal a l'éclat et le brillant de l'argent poli, il est mou et malléable comme de la cire, peut se

laisser pétrir entre les doigts et être coupé facilement avec un instrument tranchant à la température ordinaire. Sa densité est de 0,865. Il fond à + 55°, et se volatilise à une température voisine de la chaleur rouge. Exposé à l'air il se ternit bientôt et blanchit en s'oxidant; chauffé il prend feu et se convertit en protoxide. Mis en contact avec l'eau il s'enflamme à la surface de ce liquide en le décomposant, et se présente sous la forme d'un petit globule fondu, rouge de feu, qui s'agite en tournant et disparaît bientôt.

Caractères distinctifs. Le potassium est facile à distinguer des autres métaux à son action sur l'eau, et au produit qu'il forme en la décomposant instantanément.

Si l'on évapore l'eau au milieu de laquelle le potassium s'est oxidé, on obtient un résidu sirupeux, âcre et caustique, présentant avec les réactifs, toutes les propriétés de la potasse pure.

Usages. La grande affinité que le potassium possède pour l'oxigène le fait employer avec avantage pour décomposer certains acides et oxides, afin d'obtenir leurs radicaux.

Comme réactifs on l'a proposé pour reconnaître l'alcool ajouté aux huiles volatiles. (*Voyez* ces mots.)

POUDRE A CANON ou de GUERRE. Mélange intime de 75 parties de nitrate de potasse de 12,5 de charbon, et 12,5 de soufre, amené par des opérations mécaniques à la forme de petits grains irréguliers ou réguliers. D'autres espèces de poudre, formées des mêmes éléments, mais dans des proportions différentes, sont employées pour la chasse ou dans l'exploitation des mines.

L'analyse de la poudre se pratique exactement par quelques opérations assez simples. Après avoir pesé une certaine quantité de poudre, on la pulvérise et on la traite par huit à dix fois son poids d'eau distillée chaude. Le nitrate de potasse est dissous, tandis que le soufre et le charbon qui

sont insolubles sont recueillis sur un filtre pesé. En évaporant la liqueur filtrée et les lavages du résidu, on obtient le nitre qu'on pèse, après l'avoir desséché ou fondu. La pureté de ce sel doit être essayée, car il pourrait renfermer un peu de chlorure dont la quantité sera alors appréciée par le poids du chlorure d'argent que produirait le nitrate d'argent dans sa solution.

Le résidu du lavage de la poudre consiste en un mélange de charbon plus ou moins calciné et de soufre. La couleur noire ou rousse indique l'état de la carbonisation du charbon. Quant à leurs proportions respectives on peut les déterminer, soit en traitant à chaud ce résidu par une solution de potasse caustique qui dissout le soufre et laisse le charbon insoluble, soit, comme l'a proposé M. Gay-Lussac en mêlant ce résidu avec son poids de carbonate de potasse pur, deux parties de nitre et quatre parties de chlorure de sodium, puis calcinant ce mélange dans un creuset de platine. Le soufre et le charbon sont entièrement brûlés et transformés en acide sulfurique et carbonique, qui restent unis à la potasse, on dissout la masse dans l'eau, et après avoir saturé la solution par l'acide hydrochlorique, on précipite l'acide sulfurique par une solution titrée de chlorure de barium. Le poids de sulfate de barite formé peut aussi faire connaître celui du soufre qui était mélangé. au charbon. La différence entre le poids du mélange du charbon et du soufre, et celui de soufre fait connaître la proportion du charbon.

La poudre préparée en grand se fabriquant avec du soufre en canon qu'on pulvérise, il est facile, d'après ce qui nous a été rapporté par M. Avequin, de constater à l'aide du microscope une poudre qui aura été faite avec de la fleur de soufre. Dans ce dernier cas les particules de soufre apparaissent sous forme de petits globules sphériques, assez réguliers, tandis que dans le premier cas

les grains sont irréguliers, anguleux, et présentent des pointes et des angles.

PRINCIPES IMMÉDIATS. On appelle ainsi les divers principes qui se trouvent tout formés dans les organes des végétaux et des animaux et qui sont le résultat de la vie. On les a divisés suivant leurs propriétés et leur composition en plusieurs sections.

PRUSSIATES. Noms anciens qui ont été donnés aux composés de l'acide prussique avec les bases. Ces composés sont regardés aujourd'hui comme des cyanures ou des hydrocyanates.

PUS. Produit morbide résultant de la décomposition spontanée du sang qui stagne dans certains tissus ou quelques parties du corps. Ce produit varie dans sa nature chimique comme dans ses qualités physiques suivant son état de décomposition; il est inodore, visqueux, trouble et jaunâtre, et contient quelquefois en suspension des flocons blancs.

Ce liquide est ordinairement formé de flocons albumino-fibrineux altérés, d'albumine soluble mêlée d'une matière grasse, de soude et de tous les sels alcalins contenus dans le sang. La partie liquide du pus se coagule par le calorique, l'alcool et les acides minéraux, les alcalis caustiques en solution concentrée le convertissent en un liquide visqueux et filant qui est insoluble dans l'eau. Cet effet des alcalis sur le pus peut faire distinguer ce produit du mucus qui s'y dissout et forme avec eux un composé soluble.

PYRITE. Nom donné par les minéralogistes aux divers sulfures de fer naturels.

Q.

QUARZ. Nom d'un minéral assez commun, formé presque entièrement de silice (acide silicique), et dont la na-

ture offre un assez grand nombre de variétés. Le quarz pur est transparent, incolore et souvent cristallisé; sous cet état, il constitue le quarz hyalin ou cristal de roche, dont la densité est de 2,049 à 2,816. Les autres variétés de quarz sont désignées en minéralogie par des noms particuliers, dont plusieurs rappellent leur couleur; telles sont les variétés connues sous les noms de *quarz violet*, dit *améthyste*, de *quarz hyalin rubigineux*, de *quarz granulaire vert-jaunâtre*, de *quarz-agate cornaline*, de *quarz-agate pyromaque* ou *pierre à fusil*, de *quarz résinite*, de *quarz jaspe*.

Caractères distinctifs. 1° Le quarz est très dur, il raye le verre et étincelle par le choc du briquet d'acier.

2° Chauffé au chalumeau, il est infusible, mais fond en bouillonnant lorsqu'on le mêle avec la soude et se transforme en un verre transparent.

3° Les acides minéraux sont sans action sur lui, si ce n'est l'acide hydrofluorique qui l'attaque en le transformant en un composé gazeux (fluorure de silicium) qui répand des fumées blanches au contact de l'air.

QUININE. Base salifiable organique ou alcaloïde qui se trouve à l'état de sel dans les diverses espèces de quinquinas, et surtout dans le quinquina jaune. Cet alcaloïde existe conjointement avec la cinchonine dans cette dernière espèce.

Propriétés. La quinine à l'état de pureté est blanche, inodore et très amère; elle se présente le plus ordinairement en masse solide, translucide et friable comme de la résine; quelquefois on l'obtient, mais avec difficulté, cristallisée en houppes soyeuses par l'évaporation spontanée de sa solution alcoolique. Sous ce dernier état elle se trouve à l'état d'hydrate. Chauffée, elle fond à + 155 et perd toute son eau. Elle est peu soluble dans l'eau froide, mais plus soluble dans l'eau bouillante. L'alcool la dissout

en assez grande quantité ; toutes les solutions de quinine ont une saveur amère, elles verdissent le sirop de violettes ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide.

Composition. A l'état anhydre cet alcaloïde est formé de

Carbone.........	74,39	20	atomes.
Hydrogène......	7,25	24	*id.*
Oxigène.........	9,74	2	*id.*
Azote...........	8,62	2	*id.*
	100,00		

Sa formule = $C^{20}\ H^{24}\ Az^{2}\ O^{2}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée dans une cuiller de platine, la quinine fond comme une résine, se boursoufle ensuite et se décompose en répandant une fumée qui brûle avec une flamme intense. Le charbon qu'elle laisse brûle sans résidu par une calcination prolongée.

2° L'alcool la dissout facilement et en totalité, et forme avec elle une solution qui est troublée par l'eau.

3° Tous les acides minéraux étendus d'eau la dissolvent ; les dissolutions qui en proviennent ont une saveur amère très prononcée, les alcalis y forment un précipité blanc floconneux d'hydrate de quinine, la solution d'acide tannique ou l'infusion de noix de galles y produit aussi d'abondants précipités blancs.

4° L'acide nitrique concentré n'agit pas à froid sur la quinine, il s'y unit sans la colorer ni la décomposer.

5° L'acide sulfurique en s'y unissant produit avec elle un sel plus soluble à chaud et qui cristallise facilement en longues aiguilles flexibles.

R.

RÉACTIFS. Sous cette dénomination générale on comprend un certain nombre de corps simples et composés,

dont les effets bien connus à l'avance, permettent de reconnaître les divers corps avec lesquels on vient à les mettre en contact.

Les réactifs les plus usités dans les laboratoires, ceux dont les chimistes disposent le plus souvent, et qu'ils doivent toujours avoir tout préparés sous leur main, et dans un grand état de pureté sont les substances suivantes dont l'usage est indiqué à l'article qui les concerne.

Acide sulfurique distillé.
— sulfureux.
— hydrochlorique.
— hydrosulfurique.
— nitrique ou azotique.
— hyponitrique.
— oxalique.
Solution de potasse à l'alcool.
— de chaux.
— de barite.
— d'ammoniaque.
— de chlorure de barium.
— de nitrate d'argent.
— de protonitrate de mercure.
— d'oxalate d'ammoniaque.
— de bichlorure de platine.
— de bichlorure d'or.
— de chlorure de sodium.
— de sulfate de soude.
— d'hydrosulfate d'ammoniaque.
— de cyanure de fer et de potassium.
— de bicarbonate de potasse.
— de carbonate de potasse.
— d'iodure de potassium.
Teinture d'iode.
— de tournesol.

Sirop de violettes.

Infusion de noix de galles.

Bandes de papier teint avec le tournesol, le curcuma et le campêche.

Les solutions aqueuses des réactifs employés doivent être saturées à la température ordinaire et conservées pour l'usage dans des flacons bouchés à l'émeri. Pour plus de commodité on dispose méthodiquement les flacons qui les contiennent sur de petits gradins en bois, ou dans des boites portatives à compartiments.

Pour les essais au chalumeau, on fait usage d'un certain nombre de corps solides qui agissent suivant leur nature, soit comme fondants, soit comme oxidants ou encore comme dissolvants des oxides métalliques qui ont été produits par l'action de l'air et du feu.

Les matières les plus employées sont *le borax fondu*, *le phosphate de soude et d'ammoniaque*, *le nitre*, *le carbonate de soude*, etc., etc. (Voyez *Chalumeau son usage.*)

REALGAR. Nom sous lequel on désigne dans les arts et le commerce le sulfure rouge d'arsenic. (*Voyez* ce mot.)

RÉDUCTIFS. Dans les réactions qu'on opère par la voie sèche, on désigne sous ce nom des substances qui sont susceptibles d'enlever l'oxigène à un certain nombre de composés oxidés.

Parmi les réductifs, ceux dont on fait le plus d'usage, sont *le gaz hydrogène*, *le charbon* ou *noir de fumée*, *le fer*, *le plomb*, et plusieurs substances organiques telles que *les huiles grasses*, *le suif*, *les résines*, *le sucre*, *l'amidon*, *les gommes*, et quelquefois les combinaisons des acides tartrique et oxalique avec les bases alcalines.

RESINES. On donne ce nom à des produits immédiats des végétaux qui découlent, soit spontanément, soit des incisions qu'on pratique aux branches ou au tronc des arbres qui les fournissent.

La plupart des résines sont solides, cassantes, inodores, translucides ou transparentes, incolores ou le plus ordinairement colorées en jaune, plus ou moins foncé, quelques unes sont fluides en raison d'une huile essentielle qui les accompagne constamment et leur communique une odeur particulière.

Caractères distinctifs et généraux. 1° Projetées sur les charbons ardents, les résines fondent, se boursouflent beaucoup et noircissent en répandant une fumée d'une odeur particulière, qui brûle à l'air et laisse déposer du noir de fumée sur les corps froids.

2° L'eau est sans action sur les résines, mais l'alcool les dissout facilement, et forme avec elles des solutions qui sont précipitées abondamment par l'eau. L'éther sulfurique en opère aussi la dissolution.

3° L'acide sulfurique concentré les dissout à froid sans les décomposer; mais à chaud, il les charbonne en les altérant. L'acide nitrique concentré les attaque vivement et les jaunit en les décomposant, il les transforme en acides oxalique tannique, et en une matière jaune.

RHODIUM. Métal particulier, découvert dans le minerai de platine auquel il est allié. On le retire de la dissolution du minerai de platine dans l'eau régale après en avoir précipité ce métal par la solution d'hydrochlorate d'ammoniaque.

Propriétés. Ce métal possède la couleur et l'éclat argentin du platine; il est inaltérable à l'air, très dur et cassant. On n'a pu encore le fondre dans les fourneaux. Sa densité est de 11,000, d'après Wollaston.

Caractères distinctifs. 1° Le rhodium chauffé au chalumeau n'éprouve aucune altération.

2° Il est insoluble dans les acides ainsi que dans l'eau régale; mais combiné au plomb, au cuivre ou au platine, il y devient soluble. (Berzélius.)

3° Si, après l'avoir réduit en poudre fine, on le mêle avec son poids de chlorure de sodium, et qu'on calcine au rouge obscur ce mélange dans un courant de gaz chlore sec, il est transformé en une masse noire de chlorure de sodium et de rhodium qui se dissout dans l'eau en lui communiquant une belle couleur rouge. Cette solution évaporée fournit des cristaux rouges.

4° Calciné dans un creuset de platine avec du bisulfate de potasse, il est oxidé aux dépens d'une partie de l'acide sulfurique, et transformé en sulfate double, soluble dans l'eau, en colorant celle-ci en jaune-brun.

5° Les dissolutions de rhodium ne sont pas précipitées à froid par les alcalis; mais à chaud, elles laissent déposer du peroxide de rhodium sous forme d'un précipité jaune-verdâtre. L'acide hydro-sulfurique y produit à chaud un précipité brun-noirâtre. Le protochlorure d'étain et l'iodure de potassium les colorent en jaune brunâtre en y formant un précipité de la même couleur.

S.

SALPÈTRE. Nom sous lequel on désigne vulgairement le nitrate de potasse.

SAVON. Composé résultant de l'action de la soude ou de la potasse sur les huiles fixes ou les graisses, et formé par l'union des acides margarique, stéarique et oléique, en différentes proportions avec ces bases.

On en connait deux sortes dans le commerce : *le savon dur* préparé avec la soude et les huiles, et le *savon mou* fabriqué avec la potasse et les huiles ou les graisses. Le premier est solide, blanc ou marbré, d'une odeur particulière et d'une saveur âcre légèrement alcaline; il contient du stéarate et margarate de soude associé à un peu d'oléate. Le second, coloré en vert ou en noir, est prin-

cipalement formé par l'oléate de potasse uni à une certaine quantité de stéarate et de margarate de la même base.

Composition. Le savon blanc d'huile, du commerce, est formé de

	savon blanc.	Savon marbré.
Eau	45,2	30
Soude	4,6	6
Acides stéarique, margarique et oléique	50,2	64
	100,0	100

Caractères distinctifs. 1° Placé sur les charbons ardents, le savon fond, se boursoufle et noircit en répandant une fumée épaisse, d'une odeur d'huile brûlée. Le résidu noir qu'il laisse, délayé dans l'eau, se dissout en partie et donne une liqueur alcaline qui fait effervescence avec les acides.

2° Dissous dans l'eau distillée, il forme une solution opaline qui mousse fortement par l'agitation. Cette solution présente une faible réaction alcaline au papier de tournesol rougi ; elle précipite en flocons blancs l'eau de chaux et l'eau de barite, décompose toutes les dissolutions métalliques, et est décomposée par tous les acides qui s'unissent à la base du savon en séparant les acides stéarique et oléique.

Usages. Le savon, à l'état solide, est employé dans certains essais par la voie sèche comme un flux réductif; il agit tout à la fois par l'alcali qu'il contient, et l'hydrogène et le carbone qui entrent dans la composition des acides stéarique et oléique. On l'emploie réduit en poudre à l'aide d'une râpe et mélangé intimement aux matières avec lesquelles on veut le calciner, ou après l'avoir ajouté à d'autres flux pour éviter le boursouflement qui accompagne sa décomposition. D'après M. Berthier, le pou-

voir réductif du savon blanc de soude est à celui du flux noir : : 16,00 : 1,90.

La solution aqueuse ou alcoolique de savon blanc est encore usitée comme réactif dans quelques circonstances. L'action décomposante qu'exercent sur elle les sels à base de chaux et de magnésie, la fait servir pour constater la plus ou moins grande pureté des eaux potables, de sources, de rivières et de puits. C'est un moyen qui, mis à la portée de tout le monde, permet de distinguer sur-le-champ les diverses qualités de ces eaux pour l'économie domestique.

SELS. On donne ce nom aux composés qui résultent de l'union des oxacides inorganiques et organiques avec les oxides métalliques, avec l'ammoniaque ou avec les bases alcalines végétales.

Par extension on a donné cette dénomination, dans la nomenclature suédoise et allemande, aux composés formés d'un métal et *de chlore*, *de brôme*, *d'iode* ou *de fluor*. Ces derniers composés sont désignés sous le nom de *Sels haloïdes* pour les distinguer des premiers, qui sont rangés dans la classe des *Sels amphides*, ou composés résultant de l'union d'un oxide, d'un sulfure, d'un séléniure ou d'un tellurure avec un acide, un sulfide, un sélénide ou un telluride.

Tous les composés compris dans la classe des sels haloïdes ont été étudiés dans cet ouvrage aux articles *Chlorures*, *Brômures*, *Iodures* et *Fluorures métalliques*.

Les articles que nous traitons ici ne sont relatifs qu'aux caractères des espèces et à l'exposition des réactifs qui sont employés pour distinguer leur solution aqueuse.

Le genre et l'espèce d'un sel métallique ne peuvent être déterminés *a priori* qu'en soumettant le composé à une suite d'expériences raisonnées, d'après lesquelles on arrive à la démonstration évidente de la nature de l'acide et de celle de l'oxide qui lui est uni.

Détermination du genre d'un sel.

Une des méthodes que l'on suit ordinairement, consiste à soumettre d'abord le sel dont le genre et l'espèce sont inconnus, à l'action du feu qui fournit quelques indications propres à révéler si l'acide du sel appartient aux composés organiques ou inorganiques. Le calorique en effet, en décomposant tous les sels formés par les acides organiques, produit sur ceux-ci des phénomènes qui les font aisément reconnaître. Ces phénomènes plus ou moins apparents, qui se font remarquer lorsqu'on projette le sel pulvérisé sur les charbons incandescents, sont un boursouflement pendant lequel ils *noircissent et exhalent une fumée d'une odeur* piquante acide *d'amidon brûlé.* Quelques sels organiques à base d'oxide métallique, tels que les oxalates neutres alcalins, se décomposent au feu sans laisser de carbone à nu et pourraient être confondus avec certains sels inorganiques: mais ils s'en distinguent en les calcinant dans un tube de verre bouché à son extrémité, ils laissent un résidu qui présente la base à l'état de carbonate. Les autres oxalates en se décomposant, donnent des gaz acide carbonique et oxide de carbone, un oxide moins oxigéné que ne l'était celui qui était primitivement uni à l'acide oxalique, ou le métal réduit.

D'après ce que nous venons de rapporter, il est donc important, pour décider complètement si le sel qui est soumis à l'examen a pour élément électro-négatif un acide organique, de faire l'expérience dans un petit tube de verre bouché, et de le chauffer au rouge obscur à la flamme d'une lampe à esprit de vin; dans le premier cas le sel se boursouflera en noircissant et répandant une fumée qui ramènera au rouge le papier de tournesol, le résidu de cette calcination sera un carbonate mêlé de charbon; dans le second cas, le sel organique pourra

ne pas noircir tout en se décomposant, et son résidu sera néanmoins constitué à l'état de carbonate où présentera l'oxide, ramené à un moindre degré d'oxidation ou l'oxide réduit.

La nature organique de l'acide étant constatée, on introduit une partie du sel pulvérisé dans une petite fiole avec un peu d'eau, et on y verse de l'acide sulfurique dont l'action peut être favorisée en chauffant légèrement. Si le sel est du genre *acétate* ou *formiate*, il se dégage une odeur piquante de vinaigre ou une odeur qui est la même que celle qu'exhalent les fourmis des bois. Tous les autres sels organiques ne dégagent aucune odeur en les soumettant à cette épreuve.

Si l'essai par l'acide sulfurique donne un résultat négatif, on doit alors chercher à reconnaître l'acide organique, soit en soumettant sa solution aqueuse (si le sel est soluble) à l'action de quelques réactifs, tels que l'eau de chaux, les sels de chaux et de plomb, mais comme en général la plupart des acides organiques sont difficiles à caractériser par ces moyens, il est préférable pour ne conserver aucune espèce de doute sur leur nature, de les isoler de leur combinaison, afin de pouvoir les examiner sous le rapport de leurs propriétés physiques et chimiques.

Le moyen consiste alors à séparer l'acide organique de l'oxide qui le sature, soit par l'intermédiaire d'un autre acide qui le précipite de la solution saline, soit en décomposant celle-ci par l'acétate de plomb, pour former un sel insoluble à base de protoxide de plomb qu'on décompose à part. L'acide isolé est soumis aux expériences propres à le faire reconnaître d'après ses caractères physiques et chimiques tels que nous les avons rapportés aux articles qui leur sont respectifs.

Les sels à acide et à base organiques sont tous décomposés par le feu en se boursouflant, et en laissant un char-

bon léger et volumineux, qui calciné au rouge blanc sur une lame de platine, se brûle sans laisser de résidu.

Quelques sels minéraux, dans leur contact avec les charbons ardents, manifestent des phénomènes particuliers propres à les caractériser généralement : tels sont les *nitrates*, *hyponitrates*, *iodates*, *periodates*, *chlorates*, *perchlorates et brômates*. Ces sels produisent une scintillation avec déflagration plus ou moins vive. On distingue ces différents genres en les traitant séparément par l'acide sulfurique concentré : *les nitrates* laissent dégager des vapeurs blanches acides sans effervescence, les hyponitrates une vapeur *jaune-rougeâtre ;* les chlorates se colorent immédiatement en orangé foncé et laissent exhaler un gaz coloré en jaune verdâtre, plus dense que l'air et d'une odeur forte analogue à celle du chlore ; quant aux *iodates*, *periodates*, *perchlorates et brômates*, l'acide sulfurique ne produit aucun effet apparent dans les mêmes circonstances.

On parvient à reconnaître ces sels en les essayant successivement par les divers réactifs que nous avons indiqués aux caractères qui appartiennent à ces genres particuliers.

Lorsqu'à la suite des épreuves qui ont été exposées ci-dessus, on est arrivé à démontrer expérimentalement que le sel examiné ne fait point partie de l'un des genres précédents, on en prend une portion pulvérisée qu'on place dans un verre à pied, et on verse dessus assez d'acide sulfurique pour l'humecter seulement, les phénomènes qui se produiront alors varieront suivant le genre du sel, ils se manifesteront immédiatement pour beaucoup d'entre eux et de leur apparition on pourra conclure *a priori* la nature de plusieurs sels. C'est ainsi que les carbonates et bicarbonates produiront une vive effervescence *sans vapeur et avec une légère odeur aigrelette ;* les *hydrochlorates* ou *chlorures alcalins*, une effervescence avec dégagement de vapeurs blanches acides, excitant la toux ; les *hydriodates* et *hy-*

drobrômates se comporteront de la même manière en fournissant de plus une vapeur jaune orangé ou rougeâtre qui apparaît en dernier lieu; les *hydrosulfates* et *hydroséléniates* une odeur d'œufs pourris; les *hydrocyanates*, une odeur forte d'amandes amères; les *hydrofluates*, une vapeur blanche piquante; les *sulfites* et *hyposulfites*, une vive odeur d'acide sulfureux; les *chlorites*, une odeur de chlore, etc., etc.

Un grand nombre de sels métalliques, quoique pouvant être décomposés entièrement ou en partie par l'acide sulfurique, ne manifestent dans leur contact avec cet acide, aucune odeur ni vapeur; ce sont les *borates*, *phosphates*, *phosphites*, *hypophosphites*, *arséniates*, *arsénites*, *chrômates*, etc., etc. A ceux-ci il faut joindre les sulfates et les hyposulfates sur lesquels l'acide sulfurique ne produit aucun effet. La distinction de ces divers genres est facile à établir en opérant alors sur leur solution aqueuse avec les réactifs, tels que le nitrate de barite et le nitrate d'argent, et examinant la couleur des précipités fournis, leur solubilité, ou leur insolubilité dans l'acide nitrique pur.

Détermination de l'espèce de sel.

Cette détermination peut être effectuée méthodiquement en classant les sels en trois catégories. 1° Les sels dont les oxides formant avec l'acide carbonique des combinaisons neutres solubles, ne sont pas précipités par les solutions des carbonates neutres, ce sont tous les sels à base de *potasse*, de *soude* et *d'ammoniaque*; 2° les sels dont les solutions sont décomposés et précipités par les solutions des carbonates neutres, savoir : les sels *d'alumine*, de *magnésie*, de *barite*, de *strontiane* et de *chaux*; 3° les sels dont les solutions sont précipités tout à la fois par les carbonates neutres et le cyanure de fer et de potassium;

à cette dernière catégorie appartiennent tous les autres sels métalliques.

Le sel faisant partie de la première catégorie, il devient facile d'en connaître l'espèce en triturant une partie de celui-ci réduit en poudre avec de la chaux vive pulvérisée ou quelques gouttes de solution de potasse caustique, il s'exhale en peu de temps une odeur vive d'ammoniaque si cette base entre dans la composition du sel. Dans le cas contraire, pour s'assurer si la base est de la potasse ou de la soude, on fait dissoudre dans une petite quantité d'eau distillée une portion du sel qu'on examine, de manière à avoir une solution saturée, et on l'essaie par le bichlorure de platine ou une solution concentrée d'acide tartrique. Les sels de soude ne précipitent point par ces deux réactifs, tandis que les sels de potasse donnent avec le premier réactif un précipité jaune orangé, et avec le second, un précipité blanc, cristallin.

Si le sel se trouve appartenir à la deuxième catégorie, on le dissout dans l'eau et on examine si la solution concentrée précipite ou non par l'acide sulfurique; si elle précipite, la base est due à la *barite*, à la *strontiane* ou à la *chaux*, dans le cas opposé c'est l'albumine ou la magnésie qui la forme. Dans le premier cas on étend la solution de beaucoup d'eau distillée, de manière que le sel soit au moins dissous dans 550 à 600 parties d'eau et on l'essaie alors par l'acide sulfurique, il y a précipitation nouvelle avec les sels à base de barite et de strontiane, et les sels de chaux ne sont plus troublés par cet acide à cet état de dilution aqueuse. On distingue encore les sels de barite et de strontiane des sels de chaux en ce que la solution de sulfate de chaux précipite le premier et est sans action sur les seconds. Lorsqu'on est arrivé à ce point d'avoir à prononcer sur un sel de barite ou de strontiane, on examine si la solution aqueuse précipite ou non par le chró-

mate de potasse neutre, et si une portion du sel pulvérisé; délayé avec un peu d'alcool pur, donne à la flamme de ce liquide une teinte rouge ou jaunâtre, qui caractérise les sels de ces deux bases. Quant aux sels d'alumine et de magnésie on les distingue soit par la potasse soit par les bicarbonates.

Dans la troisième catégorie sont placés tous les autres sels à base d'oxides métalliques; la détermination de l'espèce d'oxide n'est alors établie que sur l'ensemble des caractères qu'offrent comparativement les réactifs ordinairement employés, tels que la *potasse*, *l'ammoniaque*, *l'acide hydrosulfurique*, *l'hydrosulfate de potasse* ou *d'ammoniaque*, *l'iodure de potassium*, le *cyanure de fer et de potassium*, et l'action réductive qu'exercent quelques métaux, tels que le fer, le zinc, le cuivre, sur la solution aqueuse de ces sels métalliques.

Telle est la marche à suivre dans l'analyse qualitative des sels simples ou doubles formés par les acides minéraux ou inorganiques, mais dans l'examen des sels doubles, produits par les acides organiques, qui présentent dans quelques circonstances des différences sous le rapport des effets avec les réactifs précités, il est nécessaire, pour ne pas commettre d'erreur, de la modifier. Ainsi l'expérience ayant appris que tous les sels doubles métalliques à acides organiques, formés par l'union d'un sel alcalin avec un sel métallique du même genre, ne sont point précipités par le cyanure de fer et de potassium, il importe alors, pour découvrir le dernier sel métallique dont la présence dans cette circonstance ne peut être dévoilée par ce réactif, de faire usage d'un hydrosulfate qui précipite le métal à l'état de sulfure hydraté. Ces effets doivent donc mettre en garde celui qui expérimente sur un sel dont l'élément électro-négatif est un acide organique, car sans les prendre

en considération, il s'exposerait à commettre de graves erreurs, et à tirer une fausse conclusion.

Pour reconnaître les sels insolubles dans l'eau, il est nécessaire soit de les dissoudre dans un acide avec lequel la base produise un sel soluble, (par exemple l'acide nitrique faible) soit de les décomposer en les faisant bouillir avec une solution de carbonate de potasse ou de soude pur. Si le sel est un carbonate insoluble il y a dissolution avec vive effervescence, alors la dissolution doit être soumise aux épreuves que nous avons rapportées pour distinguer les sels de la 2e et 3e catégorie. Lorsque le sel insoluble dans l'eau, est dissoluble par l'acide nitrique *sans effervescence*, pour déterminer son genre il est préférable de le décomposer à chaud par une solution de carbonate de potasse ou de soude ; il y a formation d'un nouveau sel à base de potasse soluble dans l'eau et d'un carbonate insoluble. L'un et l'autre étant séparés par filtration, peuvent être soumis aux expériences consignées plus haut de manière que le problème à résoudre devient celui-ci : déterminer par les moyens que nous avons établis dans ce chapitre la nature de l'acide combiné à la potasse, et celle de la base du carbonate insoluble qui s'est formé par double décomposition.

Pour parvenir à reconnaître l'acide qui est combiné à la potasse et a produit un sel soluble avec elle, on sature d'abord l'excès de carbonate de potasse par de l'acide nitrique pur, et après avoir fait bouillir pour chasser le gaz acide carbonique, on essaye la solution par les divers réactifs, ou on en extrait l'acide par les moyens employés dans de telles circonstances.

Les procédés que nous proposons de suivre pour arriver à la solution de la question que nous avons traitée ici sont applicables à la détermination du genre et de l'espèce de plusieurs composés binaires tels que certains *chlorures*, *iodures*, *brômures*, *sulfures* et *fluorures métalliques*, corres-

pondants aux oxisels de ces métaux, et dont les solutions sous le rapport de la base se comportent de la même manière avec les réactifs.

Dans les deux tableaux qui suivent nous avons divisé, d'après les principes énoncés plus haut, les sels métalliques en différentes sections sous les rapports du genre et de l'espèce. Ces tableaux peuvent servir de guide à ceux qui, peu familiarisés avec les réactions chimiques tenteraient de reconnaître eux-mêmes un sel employé soit en médecine, soit dans les arts. L'expérience qu'on en a faite dans l'ouvrage élémentaire de chimie que nous avons publié en 1829, nous porte à croire que les élèves pourront retirer quelque fruit de l'exposition de cette méthode.

Distribution des sels les plus employés, d'après leurs caractères génériques.

A. Sels organiques formés par un acide végétal uni à un oxide métallique.	Ils sont tous décomposés par le calorique, soit qu'on les mette en contact avec les charbons ardents, soit qu'on les chauffe dans un tube de verre fermé par un bout. La plupart en noircissant exhalent une fumée d'une odeur piquante.	
B. Sels inorganiques ou minéraux formés par un acide et un oxide inorganiques.	1° Scintillation et déflagration plus ou moins vive sur les charbons ardents.	Nitrates. Chlorates. Iodates. Brômates. Perchlorates. Periodates.
	2° Sans action sur les charbons ardents, manifestant une réaction plus ou moins apparente par leur contact avec l'acide sulfurique hydraté.	Carbonates. Bicarbonates. Hydrochlorates. Hydrobrômates. Hydriodates. Hydroséléniates. Hydrosulfates. Hydrofluates. Hydrocyanates. Sulfites. Hyposulfites.
	3° Sans action sur les charbons ardents, ne produisant aucun phénomène apparent avec l'acide sulfurique hydraté. Les deux derniers genres de cette section se décomposent en partie par le contact du charbon, en exhalant une odeur alliacée.	Borates. Phosphates. Sulfates. Chrômates. Arsénites. Arséniates.

Division des sels d'après les caractères de leurs espèces.

1re section.	Sels de potasse .... — de soude ...... — d'ammoniaque.	Leur solution aqueuse ne précipite ni par les carbonates alcalins, ni par les hydrosulfates, ni par le cyanure de fer et de potassium.
2e section.	Sels de magnésie... — d'alumine. .... — de chaux ...... — de strontiane .. — de barite	Leur solution précipite par les carbonates alcalins, et nullement par la solution de cyanure de fer et de potassium.
3e section.	Sels de fer......... — de manganèse.. — de zinc........ — de cadmium . . — d'étain .... — d'antimoine.... — de cuivre...... — de mercure. ... — de plomb...... — de bismuth.... — d'argent....... — de palladium .. — de nickel...... — de cobalt...... — de tellure, etc..	Leur solution précipite par les carbonates alcalins et par la solution de cyanure de fer et de potassium.

Sels aluminiques ou a base d'oxide d'aluminium (*Sels d'alumine.*)

Propriétés organoleptiques. — Incolores. — Inodores. — Saveur acide, astringente, un peu douceâtre ou sucrée.

Caractères distinctifs de leur solution :

1° Le cyanure de fer et de potassium, point de précipité.

2° Les carbonates et bicarbonates alcalins, un précipité blanc gélatineux.

3° L'ammoniaque, un précipité blanc gélatineux, insoluble dans un excès d'alcali ;

4° La potasse et la soude, un précipité blanc floconneux, soluble par un excès de ces alcalis caustiques.

Caractères pyrognostiques. Ces sels, desséchés, étant calcinés au chalumeau avec un peu de nitrate de cobalt, prennent une belle couleur bleu d'azur.

Sels ammoniques ou a base d'ammoniaque. (*Sels ammoniacaux.*)

Propriétés organoleptiques. — Incolores — inodores, quelques uns ont une odeur faible d'ammoniaque. — Saveur salée et très piquante.

Caractères distinctifs. 1° Ces sels broyés avec un peu de chaux sont décomposés sur le champ et dégagent de l'ammoniaque qu'on reconnaît à son odeur et à la propriété qu'elle a de former des vapeurs blanches épaisses par le contact du gaz hydrochlorique ou des vapeurs d'acide nitrique.

2° Leur solution ne produit aucun phénomène apparent avec le cyanure de fer et de potassium, les carbonates alcalins et les hydrosulfates, mais la potasse qu'on y ajoute en dégage aussitôt une odeur ammoniacale sans y produire de trouble. Le bichlorure de platine y occasionne un précipité jaune orangé, peu soluble dans l'eau.

Sels antimoniques ou a base de protoxide d'antimoine. (*Sels d'antimoine.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur âcre très faible.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° L'eau les trouble en les décomposant, mais l'acide tartrique qu'on y ajoute s'oppose à cette décomposition.

2° La potasse et la soude y forment un précipité blanc soluble dans un excès de ces alcalis.

3° L'ammoniaque, un précipité blanc insoluble.

4° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité orangé.

5° Une lame de zinc ou de fer en sépare l'antimoine métallique sous forme de poudre noire.

Sels argentiques ou a base d'oxide d'argent. (*Sels d'argent.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur âcre métallique, très désagréable.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc floconneux.

2° Les hydrosulfates, un précipité noir.

3° Les carbonates et bicarbonates, un précipité blanc.

4° L'acide hydrochlorique ou les chlorures, un précipité blanc caillebotté, insoluble dans les acides, mais soluble dans l'ammoniaque.

5° L'ammoniaque, point de précipité.

6° La potasse ou la soude caustique, un précipité gris brunâtre.

7° Une lame de cuivre décapée en précipite l'argent à l'état métallique sous forme de petites aiguilles disposées en houppes soyeuses.

Sels barytiques ou a base de protoxide de barium. (*Sels de barite.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur désagréable, salée et amère.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium, n'y forme point de précipité.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° L'acide sulfurique ou un sulfate, un précipité blanc pulvérulent, insoluble dans l'eau et les acides. La solution étendue d'une grande quantité d'eau se comporte de la même manière.

4° Le chrômate de potasse, un précipité jaune, insoluble dans l'eau.

Caractères pyrognostiques. Délayés avec un peu d'esprit de vin, ils communiquent à la flamme de ce liquide une teinte jaunâtre.

Sels bismuthiques ou a base de protoxide de bismuth. (*Sels de bismuth.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur âcre et styptique, très prononcée.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° L'eau les trouble et les transforme en sous-sels.

2° Le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité blanc.

3° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité noir.

4° La potasse ou l'ammoniaque, un précipité blanc.

5° Une lame de zinc en précipite le bismuth en poudre noire.

Sels cadmiques ou a base d'oxide de cadmium. (*Sels de cadmium.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur styptique très prononcée et désagréable.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° La potasse et la soude caustique, un précipité blanc, gélatineux, insoluble dans ces alcalis.

4° L'ammoniaque, un précipité blanc gélatineux, soluble dans un excès de cet alcali.

5° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité jaune vif.

6° Une lame de zinc en précipite le cadmium sous forme de petites feuilles dendritiques.

Sels calciques ou a base de protoxide de calcium. (*Sels de chaux.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, inodores; saveur âcre, piquante et amère.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium n'y développe point de précipité.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° L'acide sulfurique ou un sulfate, un précipité blanc, soluble dans un excès d'eau distillée; ce précipité ne se forme pas si la solution est très étendue.

4° L'oxalate d'ammoniaque, un précipité blanc pulvérulent, tout à fait insoluble dans l'eau.

SELS CÉREUX OU A BASE DE PROTOXIDE DE CÉRIUM. (*Sels de cérium.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores généralement, quelques-uns tirent sur le rouge; saveur sucrée et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc-laiteux.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc micacé.

3° La potasse caustique, un précipité blanc insoluble dans un excès d'alcali.

4° Les hydrosulfates, un précipité blanc laiteux.

5° Le sulfate de potasse, un précipité blanc qui est un sulfate double.

6° L'acide hydrosulfurique et l'infusion de noix de galles n'ont pas d'action.

Aucun métal ne précipite le cérium de ses dissolutions dans les acides.

SELS CERIQUES OU A BASE DE DEUTOXIDE DE CÉRIUM.

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune-orangé; saveur douce, aigrelette, et fortement astringente; odeur nulle.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité jaune.

2° La potasse, un précipité jaune clair.

3° Les hydrosulfates la précipitent en blanc.

4° Le sulfate de potasse, un précipité jaune.

5° Chauffée avec de l'acide hydrochlorique la solution des sels cériques est décomposée, elle se décolore, dégage du chlore en se transformant en protochlorure de cérium ou en sel de protoxide de cérium.

SELS COBALTIQUES OU A BASE DE PROTOXIDE DE COBALT. (*Sels de cobalt.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur rose ou rouge, à l'état d'hydrate; couleur bleue ou lilas lorsqu'ils sont anhydres; saveur âcre et styptique.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité vert sale ou grisâtre.

2° La potasse caustique, un précipité bleu qui verdit à l'air.

3° Les hydrosulfates, un précipité noir.

4° Le bicarbonate de potasse, un précipité rose pâle.

5° L'acide hydrosulfurique et l'infusion de noix de galles n'exercent pas d'action sur cette solution.

Caractères pyrognostiques. Fondus au chalumeau avec du borax, ils donnent tous un verre bleu foncé.

SELS CUIVREUX OU A BASE DE PROTOXIDE DE CUIVRE.

Propriétés organoleptiques. Plusieurs de ces sels sont incolores, d'autres sont colorés en rouge ou en jaune; ils sont insipides.

Caractères distinctifs. 1° Traités par la potasse ils sont décomposés et deviennent jaunes par l'hydrate de protoxide de cuivre qui est mis en liberté.

2° L'ammoniaque les dissout sans en être colorée, mais au contact de l'air la dissolution bleuit par suite de l'oxidation du protoxide.

3° L'acide nitrique les transforme immédiatement et avec effervescence en sels de deutoxide de cuivre, remarquables par leur dissolution bleue.

SELS CUIVRIQUES OU A BASE DE DEUTOXIDE DE CUIVRE (*Sels de cuivre.*)

Propriétés organoleptiques Leur couleur est bleue ou verte lorsqu'ils sont cristallisés; leur saveur est âpre, métallique et désagréable.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure

de fer et de potassium y produit un précipité brun-maron ou pourpre.

2° Le carbonate de potasse, un précipité bleu pâle.

3° La potasse caustique, un précipité floconneux bleu-ciel.

4° L'ammoniaque, un précipité bleu-pâle soluble dans un excès de cet alcali en le colorant en bleu indigo magnifique.

5° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité noir.

6° L'arsenite de potasse, un précipité vert d'herbe pâle.

7° Le zinc et le fer en séparent le cuivre à l'état métallique.

Sels stanneux ou a base de protoxide d'étain. (*Sels d'etain.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, saveur âcre et astringente très désagréable.

Caractères distinctifs de la solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° La potasse caustique, un précipité blanc, floconneux, soluble dans un excès d'alcali.

4° L'ammoniaque, un précipité blanc insoluble dans un excès de cet alcali.

5° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité brun-chocolat.

6° Le deutochlorure d'or et les sels de mercure sont réduits par la solution de ces sels; le premier composé fournit un précipité violet ou pourpre, le second composé donne un précipité gris de mercure métallique.

7° Le zinc les réduit et en sépare l'étain sous forme de petites lames brillantes jouissant de l'éclat métallique.

Sels stanniques ou a base de deutoxide d'étain.

Propriétés organoleptiques. Elles sont les mêmes que celles des sels stanneux.

Caractères distinctifs de leur solution. Ces sels présentent avec le cyanure de fer et de potassium, le carbonate de potasse, la potasse et l'ammoniaque, les réactions des sels de protoxide, mais on les distingue de ceux-ci à ce que 1° l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates y déterminent un précipité jaune pâle.

2° Ils n'exercent aucune action réductive sur le deutochlorure d'or ni sur les sels de mercure.

Sels ferreux ou a base de protoxide de fer.

Propriétés organoleptiques. Couleur vert bleuâtre ou vert émeraude clair, saveur douçeâtre d'abord et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y détermine un précipité blanc qui devient bleu au contact de l'air ou par l'action du chlore.

2° Le carbonate de potasse y produit un précipité blanc verdâtre qui devient vert bouteille au contact de l'air.

3° La potasse caustique, un précipité blanc verdâtre qui devient bientôt bleu-verdâtre et ensuite jaune sous l'influence de l'air.

4° L'acide hydrosulfurique n'exerce pas d'action sur ces sels, mais les hydrosulfates y occasionnent un précipité noir floconneux.

5° L'infusion de noix de galles ne produit aucun effet sur la solution de ces sels, si elle est abritée de l'air, mais au contact de celui-ci, ou par l'action de quelques gouttes de solution de chlore le mélange noircit.

Sels ferriques ou a base de tritoxide de fer. (*Sels de tritoxide de fer.*

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune ou rouge, saveur âpre astringente et douçeâtre.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de

fer et de potassium y fait naître immédiatement un précipité d'une belle couleur bleu-foncé.

2° Le carbonate de potasse y produit un précipité gélatineux jaune-rougeâtre.

3° La potasse caustique et l'ammoniaque, un précipité jaune couleur-rouille.

4° Les hydrosulfates, un précipité noir.

5° L'infusion de noix de galles y développe une couleur noire très intense.

6° Le sulfocyanure de potassium les colore en rouge de sang vif.

Sels gluciniques ou a base d'oxide de glucinium. (*Sels de glucine.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, saveur douce, sucrée et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium ne les précipite pas.

2° Le carbonate de potasse y forme un précipité blanc floconneux.

3° Le carbonate d'ammoniaque y produit un précipité blanc très soluble à froid dans un excès de ce sel.

4° La potasse y occasionne un précipité blanc gélatineux soluble dans un excès de cet alcali.

5° L'acide hydrosulfurique est sans action, mais les hydrosulfates y produisent un précipité blanc avec dégagement de gaz hydrosulfurique.

6° Chauffée et mélangée avec une solution également chaude de fluorure de potassium, elle laisse déposer par le refroidissement de petites paillettes blanches d'un fluorure double.

Sels irideux, sels susirideux, sels iridiques, sels susiridiques.

Ces sels n'ont été que peu examinés, les premiers sont vert foncé ou brun-verdâtre; les seconds ont une couleur

brune foncée; les alcalis y forment un précipité de la même couleur. Les troisièmes sont noirs en masse et rouge en poudre; leur dissolution rouge ou jaune, suivant l'état de concentration, n'est point précipitée par les alcalis.

L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates produisent un précipité noir dans ces sels.

Le zinc et le fer en réduisent l'Iridium.

Sels lithiques ou a base d'oxide de lithium. (*Sels de lithium.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, saveur salée sans amertume.

Caractères distinctifs de leur solution. Ces sels ne sont précipités ni par le cyanure de fer et de potassium, ni par les hydrosulfates, ni par la potasse caustique.

1° Les carbonates de potasse et de soude forment, à l'aide de l'ébullition, dans leur solution concentrée, un dépôt blanc pulvérulent de carbonate de lithine.

2° Le phosphate de soude les trouble à chaud et donne par l'évaporation à siccité de la liqueur, une poudre blanche insoluble.

Caractères pyrognostiques. Tous les sels de lithium jouissent d'une grande fusibilité; mélangés à un peu de soude et chauffés au chalumeau sur une feuille de platine, ils attaquent ce métal et laissent autour de la partie chauffée une trace d'un jaune sombre.

Sels manganeux ou à base de manganèse (*sels de protoxide de manganèse.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores : quelquefois colorés d'une légère teinte rosée. Saveur amère et douçeâtre.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc;

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° La potasse caustique, un précipité blanc gélatineux qui jaunit promptement au contact de l'air et brunit peu

à peu, ou aussitôt par l'action de la solution aqueuse de chlore :

4° Les hydrosulfates, un précipité blanc couleur de chair.

Caractères pyrognostiques. Calcinés sur une lame de platine avec un peu de potasse, ils donnent en peu de temps du manganèsate vert de potasse.

Sels manganiques ou a base de peroxide de manganèse. (*Sels de peroxide de manganèse.*)

Propriétés organoleptiques. Rouges ou violets. Saveur acide et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution :

1° L'eau les trouble et y produit un précipité brun foncé ;

2° La potasse y forme un précipité brunâtre ;

3° Les acides sulfureux, phosphoreux et hypophosphorique les décolorent immédiatement en les ramenant à l'état de sels de protoxide de manganèse.

Sels magnésiques ou a base d'oxide de magnésium. (*Sels de magnesie.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores — Saveur amère désagréable et nauséabonde.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium ne les précipite pas.

2° Le carbonate de potasse y produit un précipité blanc floconneux.

3° Les bicarbonates de potasse ou de soude n'y forment aucun trouble à froid ; mais par l'ébullition ils les troublent et y déterminent un précipité blanc pulvérulent.

4° La potasse caustique y occasionne un précipité blanc gélatineux, insoluble dans un excès de potasse.

5° Le sous-phosphate d'ammoniaque y détermine un précipité blanc cristallin, si peu soluble que les plus pe-

tites quantités d'un sel magnésien peuvent être reconnues par l'emploi de ce réactif.

6° L'ammoniaque décompose partiellement les sels de cette espèce à l'état neutre, et en sépare une partie de la magnésie ; mais lorsqu'ils sont acides et étendus d'eau, elle ne produit aucun précipité.

Caractères pyrognostiques. Calcinés au chalumeau, après avoir été humectés avec un peu de solution de nitrate de cobalt, ils deviennent d'un rose pâle.

SELS MERCUREUX OU A BASE DE PROTOXIDE DE MERCURE (*Sels de protoxide de mercure.*)

Propriétés organoleptiques. — Incolores à l'état neutre, jaunes à l'état de sels basiques — saveur âcre métallique, très désagréable.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc grisâtre.

3° La potasse et l'ammoniaque y déterminent un précipité noir.

4° L'acide hydrochlorique et les chlorures alcalins, un précipité blanc.

5° L'iodure de potassium, un précipité jaune verdâtre qui devient gris et se décompose en présence d'un excès d'iodure.

6° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates, un précipité noir.

7° Une lame de cuivre décapée en précipite le mercure, qui forme un dépôt gris à la surface de la lame, et prend l'aspect argentin par le frottement contre un bouchon de liège.

8° Le protochlorure d'étain les réduit et en sépare le mercure en petits globules grisâtres.

Caractères pyrognostiques. Mêlés à la moitié de leur

poids de chaux en poudre et chauffés dans un tube, les sels de protoxide sont décomposés et donnent du mercure métallique sous forme de petits globules qui se condensent à la partie supérieure du tube.

Sels mercuriques ou a base de deutoxide de mercure. (*Sels de deutoxide de mercure.*)

Propriétés organoleptiques. — Incolores à l'état neutre. — Jaunes à l'état de sels basiques. — Saveur âcre métallique très prononcée.

Caractères distinctifs de leur solution :

1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité rouge-jaunâtre.

3° La potasse caustique, un précipité jaune-orangé.

4° L'ammoniaque, un précipité blanc.

5° L'acide hydrochlorique et les chlorures alcalins ne produisent pas de précipité.

6° L'iodure de potassium un précipité rouge coquelicot vif, qui se redissout dans un excès d'iodure de potassium sans le colorer.

7° L'acide hydrosulfurique en excès et les hydrosulfates, un précipité noir.

8° Le protochlorure d'étain et le cuivre les réduisent comme les sels de protoxide.

Caractères pyrognostiques. Dans leur calcination avec la chaux, ils se comportent comme les sels précédents. (*Voy.* ci-dessus.)

Sels molybdeux ou a base de protoxide de molybdène.

Propriétés organoleptiques. Noirs ou pourpres. Saveur astringente sans arrière-goût métallique.

Caractères distinctifs de leur solution :

1° Le cyanure de fer et de potassium les précipite en brun : ce précipité se redissout dans un excès de ce cyanure.

2° La potasse caustique y forme un précipité brun foncé.

Les autres caractères n'ont pas été examinés.

Sels molybdiques ou a base de deutoxide de molybdène.

Propriétés organoleptiques. A l'état anhydre ils sont noirs. Ils sont rouges à l'état d'hydrate. Saveur astringente acidule et métallique.

Caractères distinctifs de leur solution :

1° Le cyanure de fer et de potassium y forme un précipité brun foncé insoluble dans un excès.

2° L'infusion de noix de galles leur donne une couleur jaune brunâtre.

3° Le zinc les noircit et en précipite du protoxide de molybdène en poudre noire.

Sels nickeliques Berz., ou a base de protoxide de nickel. (*Sels de nickel.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur vert d'émeraude ou vert pâle. Saveur sucrée, astringente et âcre ensuite.

Caractères distinctifs :

1° Le cyanure de fer et de potassium y développe un précipité vert pâle.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc verdâtre.

3° La potasse caustique un précipité floconneux vert-pomme.

4° L'ammoniaque les colore en bleu sans y produire de précipité.

5° L'acide hydrosulfurique ne les précipite pas, mais les hydrosulfates y déterminent un précipité noir.

6° Aucun métal ne précipite le nickel de ses dissolutions dans les acides.

Sels osmieux et osmiques ou a base de protoxide, de sesquioxide et de bioxide d'osmium.

Propriétés organoleptiques. Leur couleur, suivant l'état d'oxidation, est verte, brune ou jaune-brunâtre. Leur saveur astringente.

Sels palladeux ou a base de protoxide de palladium. (*Sels de protoxide de palladium.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune ou jaune-brunâtre; saveur âcre ou styptique.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité jaune.

2° Le cyanure de mercure, un précipité blanc;

3° La potasse, un précipité jaune.

4° L'acide hydrosulfurique un précipité noir.

5° L'iodure de potassium, un précipité noir, soluble dans l'ammoniaque sans la colorer.

6° Le proto-chlorure d'étain et le proto-sulfate de fer en précipitent le palladium à l'état métallique; l'acide sulfureux agit de la même manière, mais à l'aide de la chaleur.

7° Le fer, le zinc, en séparent le palladium sous forme de poudre noire.

Sels platineux ou a base de protoxide de platine. (*Sels de platine.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune verdâtre ou quelquefois rouge; saveur acide et très styptique.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium, ainsi que le cyanure de mercure ne les précipitent pas.

2° La potasse caustique y forme un précipité noir, soluble dans un excès d'alcali.

3° L'hydrochlorate d'ammoniaque et le chlorure de potassium n'y occasionnent aucun précipité.

4° L'acide hydrosulfurique y forme un précipité noir;

5° Le fer et le zinc en précipitent le platine en poudre noire sans aucun éclat métallique.

Sels platiniques ou a base de bioxide de platine. (*Sels de bioxide de platine.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune orangé ou brun-rouge; saveur âcre fortement styptique.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium, le cyanure de mercure sont sans action sur ces sels.

2° L'hydrochlorate d'ammoniaque et le chlorure de potassium y forment des précipités jaunes.

3° Les alcalis ne les précipitent qu'en partie.

4° L'acide hydrosulfurique y produit un précipité noir.

5° Le proto-chlorure d'étain y développe une couleur rouge brunâtre sans précipitation.

6° L'iodure de potassium y forme un précipité noir;

7° Le zinc et le fer en réduisent le platine qui se dépose sous forme de poudre noirâtre.

Sels plombiques ou a base de protoxide de plomb. (*Sels de protoxide de plomb.*)

Propriétés organoleptiques. Incolore à l'état neutre; saveur sucrée et astringente; les sels basiques sont jaunâtres.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° La potasse caustique, un précipité blanc, soluble dans un excès de cet alcali.

4° L'ammoniaque un précipité blanc, insoluble dans un excès de cet alcali.

5° L'acide sulfurique et les sulfates, un précipité blanc, insoluble dans l'eau et les acides.

6° L'iodure de potassium y produit un précipité jaune bouton d'or.

7° L'acide hydrochlorique ou les chlorures alcalins, un précipité blanc, soluble dans un grand excès d'eau froide.

8° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates un précipité noir.

9° Le chrômate de potasse un précipité jaune.

10° Le zinc plongé dans leur solution en sépare le plomb à l'état métallique sous forme de petites lames brillantes.

Sels potassiques ou à base de protoxide de potassium. (*Sels de potasse.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores; saveur salée, amère ou piquante.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Les cyanures de fer et de potassium, les carbonates alcalins, l'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates sont sans action sur ces solutions salines.

2° Le bichlorure de platine y produit un précipité jaune orangé peu soluble dans l'eau.

3° L'acide tartrique en solution concentrée y forme un précipité blanc cristallin.

4° Le sulfate d'alumine y détermine par l'agitation un précipité blanc cristallin.

5° L'acide perchlorique y occasionne aussi un précipité blanc cristallin très peu soluble.

Sels rhodiques ou à base d'oxide de rhodium.

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune, rouge ou brune, saveur styptique assez prononcée.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium ne le précipite pas.

2° Les carbonates alcalins sont sans action.

3° La potasse caustique y produit un précipité jaune verdâtre.

4° L'acide hydrosulfurique donne un précipité noir au bout de quelque temps, et à l'aide de la chaleur.

5° Le zinc et le fer en séparent le rhodium à l'état métallique.

Sels sodiques ou à base de protoxide sodium. (*Sels de soude.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores ; saveur salée et amère.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Les sels de soude se distinguent des sels de potasse en ce que leur solution concentrée ne précipite ni le bichlorure de platine, ni l'acide tartrique.

2° Fondus au chalumeau avec un peu d'oxide nickel, ils prennent une teinte brune.

C'est par les résultats négatifs rapportés au premier paragraphe qu'on conclut de l'espèce de ces sels, car aucun réactif connu ne peut jusqu'à présent l'indiquer directement.

Sels strontiques ou a base de protoxide de strontium. (*Sels de strontiane.*)

Porpriétés organoleptiques. Blancs, saveur âcre et piquante.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potâssium est sans action sur elle.

2° Le carbonate de potasse y produit un précipité blanc.

3° La potasse, un précipité floconneux blanc.

4° L'acide sulfurique et la solution de sulfate de chaux y forment un précipité blanc qui ne se manifeste plus si la solution des sels strontiques est étendue d'une grande quantité d'eau.

5° La solution de chrômate de potasse neutre n'y occasionne aucun précipité.

Caractères pyrognostiques. Broyés et délayés avec de l'alcool, les sels solubles de strontiane communiquent à la flamme de ce liquide une couleur rouge purpurine.

Sels telluriques ou a base d'oxide de tellure. (*Sels d'oxide de tellure.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, saveur métallique désagréable.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° L'eau en décompose quelques uns et les transforme en sels acides et en sous-sels insolubles.

2° Le cyanure de fer et de potassium ne les précipite pas quand ils sont étendus d'eau.

3° Le carbonate de potasse y forme un précipité blanc.

4° La potasse caustique, un précipité blanc, soluble dans un excès d'alcali.

5° L'acide hydrosulfurique y détermine un précipité noir.

6° L'infusion de noix de galles, un précipité jaune-isabelle.

7° Le protochlorure d'étain en réduit le tellure qu'il précipite en flocons bruns.

8° Le zinc et le fer les décomposent et en précipite le tellure en flocons noirâtres qui prennent l'éclat métallique par le frottement.

Sels titaniques ou a base de protoxide de titane. (*Sels de titane.*)

Propriétés organoleptiques. Rouges à l'état de sels acides, bleus ou noirs à l'état de sels basiques, saveur acide et styptique.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° L'eau en la décomposant la décolore et la rend laiteuse.

2° Les alcalis y forment un précipité blanc.

3° L'infusion de noix de galles y produit un précipité orangé.

4° Le zinc et le fer ne les réduisent point.

Sels thoriques ou a base d'oxide de thorium. (*Sels de thorine.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores, saveur purement astringente.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc.

2° La potasse caustique, un précipité blanc insoluble dans un excès d'alcali.

3° L'acide oxalique y détermine un précipité blanc.

4° Le sulfate de potasse qu'on y fait dissoudre à chaud jusqu'à saturation y forme un précipité blanc cristallin de sulfate double.

Les sels thoriques se distinguent des sels céreux en ce que le précipité par la potasse reste blanc à l'air, tandis que celui formé dans les sels céreux jaunit à l'air (Berz.)

SELS URANEUX OU A BASE DE PROTOXIDE D'URANE. (*Sels de protoxide d'urane.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur verte, saveur âcre et styptique.

Caractères distinctifs de leur solution. 1° Exposés à l'air ils jaunissent et se transforment peu à peu en sels de deutoxide. Le chlore agit immédiatement de la même manière.

2° La potasse y produit un précipité vert grisâtre, insoluble dans un excès d'alcali.

SELS URANIQUES OU A BASE DE DEUTOXIDE D'URANE. (*Séls d'urane.*)

Propriétés organoleptiques. Couleur jaune; saveur âcre styptique.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer ou de potassium y forme un précipité rouge de sang.

2° Le carbonate de potasse y détermine un précipité jaune-citron, soluble dans un excès de ce sel.

3° La potasse caustique, un précipité jaune.

4° L'acide hydrosulfurique ne les trouble pas, mais les hydrosulfates y forment un précipité noir.

5° L'infusion de noix de galles y occasionne un précipité brun-chocolat.

6° Aucun métal ne peut les réduire.

Sels vanadiques ou a base d'oxide de vanadium. (*Sels de vanadium.*)

Propriétés organoleptiques. Ces sels hydratés ou dissous sont bleu-foncé ou bleu d'azur : anhydres ils sont bruns ou verts ; leur saveur est un peu douçeâtre et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité jaune-citron qui verdit à l'air.

2° Le carbonate de potasse, un précipité gris-blanc.

3° La potasse caustique, un précipité gris-blanc qui passe au brun hépatique et se redissout dans un excès d'alcali.

4° L'ammoniaque en excès y occasionne un précipité brun.

5° L'acide hydrosulfurique ne trouble pas leur solution, mais les hydrosulfates y forment un précipité noir soluble dans un excès en colorant ceux-ci en pourpre.

6° L'infusion de noix de galles y détermine un précipité bleu-noir.

Sels yttriques ou a base d'oxide d'yttrium. (*Sels d'yttria.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores ; saveur sucrée et astringente.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potasse y forme un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse ou d'ammoniaque y produit un précipité blanc soluble dans un grand excès de ce sel.

3° La potasse caustique, un précipité blanc, insoluble dans un excès de cet alcali.

4° Le caractère tranché de ces sels consiste dans la propriété qu'a l'oxide d'yttrium de former avec l'acide sulfu-

rique ce sel cristallisable qui s'effleurit à + 40 degrés, devient laiteux en conservant sa forme. (Berz.)

Sels zinciques ou a base de protoxide de zinc. (*Sels de zinc.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores; saveur styptique très désagréable et persistante.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité blanc.

2° Le carbonate de potasse, un précipité blanc.

3° La potasse, la soude et l'ammoniaque, un précipité blanc gélatineux, soluble entièrement dans un excès de ces alcalis.

4° L'acide hydrosulfurique les précipite en blanc s'ils sont neutres, mais ne les trouble pas s'ils sont acides.

5° Les hydrosulfates y produisent un précipité blanc.

6° L'infusion de noix de galles n'y apporte aucun changement.

7° Aucun métal ne peut en précipiter le zinc à l'état métallique.

Sels zirconiques ou à base d'oxide de zirconium. (*Sels de zircone.*)

Propriétés organoleptiques. Incolores; saveur purement astringente.

Caractères distinctifs de leur solution.

1° Le cyanure de fer et de potassium ne les trouble pas.

2° Le carbonate de potasse y produit un précipité blanc.

3° La potasse caustique, un précipité blanc, insoluble dans un excès de cet alcali.

4° Le sulfate de potasse y forme un précipité blanc, non soluble dans l'eau.

5° Les hydrosulfates y produisent un précipité blanc, gélatineux, avec dégagement de gaz hydrosulfurique.

6° L'infusion de noix de galles les précipite en jaune.

SÉLÉNIATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide sélénique avec les oxides métalliques. Aucune espèce de ce genre ne se rencontre dans la nature.

Caractères distinctifs. 1° Projetés sur les charbons ardents, ils fusent et détonent comme les nitrates, en répandant l'odeur du sélénium.

2° Chauffés au chalumeau ils exalent l'odeur de l'oxide de sélénium.

3° L'acide sulfurique ne produit aucun effet sur eux, ni à froid ni à chaud.

4° L'acide hydrochlorique, à l'aide de la chaleur, les décompose en les transformant en sélénites, avec dégagement de chlore.

5° Leur solution aqueuse précipite en blanc les sels de barite, de chaux et de plomb; ces précipités, par leur insolubilité, se comportent comme les sulfates de ces bases.

6° Mêlés avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque et chauffés dans un tube de verre recourbé, ils sont décomposés, et fournissent un sublimé rougeâtre de sélénium.

SÉLÉNITES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide sélénieux avec les oxides métalliques.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés au chalumeau ils exhalent l'odeur de l'oxide sélénique.

2° Projetés sur les charbons ils répandent la même odeur, mais sans fuser.

3° Leur solution aqueuse précipite en blanc les sels de barite, de chaux et de plomb; elle est décomposée par l'acide sulfureux, qui en sépare même à froid du sélénium sous forme de poudre d'un rouge briqueté.

4° Traités par l'acide hydrochlorique et l'acide hydrosulfurique ils sont décomposés et donnent un précipité

jaune de sulfure de sélénium qui s'agglutine par la chaleur.

5° Enfin calcinés avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque, le sélénium en est séparé et se sublime en poudre rouge brunâtre foncé.

SÉLÉNIUM. Corps simple, métalloïde, analogue au soufre par ses propriétés chimiques; il est peu répandu dans la nature. On le rencontre combiné au fer, au plomb, au cuivre, au mercure. Ces combinaisons accompagnent ordinairement certains sulfures métalliques.

Propriétés. Le sélénium est solide, d'un gris plombé avec éclat métallique; il est très cassant, sa poussière est d'un rouge foncé; sa densité est de 4,320. Il n'est point conducteur du calorique ni de l'électricité. Chauffé il se ramollit au dessus de 100 et se volatilise à une chaleur rouge en formant dans les vases clos une vapeur jaune qui se condense en gouttelettes noirâtres.

Caractères distinctifs. 1° Si l'on porte dans la flamme extérieure d'une bougie un petit morceau de sélénium, il se fond, bouillonne en se vaporisant, et donne à la portion de la flamme qu'il touche une couleur bleu d'azur; en même temps il laisse dégager une fumée blanche d'une odeur de rave pourrie.

2° Projeté sur les charbons ardents il fond et s'oxide en dégageant une fumée ayant la même odeur.

3° Chauffé avec de l'acide nitrique il se dissout avec effervescence et dégagement de deutoxide d'azote, en se transformant en acide sélénieux. L'eau régale le dissout également à chaud en le faisant passer à l'état d'acide sélénieux qui reste sous forme d'une masse blanche par l'évaporation à siccité de la dissolution.

SÉLÉNIURES MÉTALLIQUES. Ces composés du sélénium avec les métaux ont beaucoup d'analogie avec les sulfures par leur aspect et leur composition. Plusieurs se

rencontrent dans la nature, et mêlés souvent à certains sulfures métalliques ; la plupart des séléniures sont insolubles dans l'eau à l'exception de ceux à base de sodium et de potassium.

Caractères distinctifs. 1° Les séléniures solubles ressemblent aux sulfures solubles par leur couleur. Ils se dissolvent dans l'eau en la colorant en jaune rougeâtre foncé. Exposée à l'air leur solution devient rouge et laisse déposer du sélénium ; les acides sulfurique et hydrochlorique la décomposent avec dégagement de gaz hydrosélénique et précipitation de sélénium en flocons rougeâtres.

2° Les séléniures insolubles se reconnaissent aisément en les chauffant à la flamme extérieure, ils répandent une forte odeur de raifort pourri.

3° Calcinés dans un tube ouvert qu'on tient incliné au travers de la flamme d'une lampe à esprit de vin, ils s'oxident et laissent sublimer une portion du sélénium sous forme d'une poussière rouge brunâtre. Ce moyen permet de reconnaître les petites portions de séléniure mêlées à quelques sulfures métalliques.

4° L'acide nitrique et l'eau régale décomposent tous les séléniures en transformant le sélénium en acide sélénieux qui reste soit uni aux oxides des métaux auxquels il était uni, soit mêlé aux chlorures métalliques qui se sont formés par l'action de l'eau régale.

SILICATES. Composés qui résultent de l'union de l'acide silicique avec les oxides métalliques.

Plusieurs de ces composés se trouvent dans la nature, un grand nombre se préparent directement, ou se forment dans certaines opérations faites en grand.

Les silicates se présentent à différents états de saturation. Ils sont tous insolubles à l'état des sursilicates. Parmi les sous-silicates, ou silicates basiques, il n'y a que ceux à base de potasse et de soude qui soient solubles dans l'eau.

Caractères distinctifs. 1° Les sous-silicates solubles sont faciles à distinguer par le précipité gélatineux d'acide silicique hydraté que les acides y forment, précipité qui se convertit par la dessiccation en une poudre blanche insipide et insoluble alors dans tous les oxacides.

2° La solution des sous-silicates alcalins forme des précipités blancs avec les solutions de chaux, de barite et de strontiane.

3° Les sursilicates insolubles se reconnaissent quelques uns à l'aspect gélatineux qu'ils prennent en les mettant en contact avec les acides pendant quelque temps, ou en les fondant avec deux ou trois fois leur poids de potasse caustique, délayant la masse fondue dans l'eau et saturant la liqueur par l'acide hydrochlorique.

4° Quelque soit l'état de saturation des silicates, lorsqu'on les mélange avec du fluorure de calcium et de l'acide sulfurique, ils donnent par la chaleur du gaz fluorure de silicium facile à reconnaître par ses propriétés, et l'action qu'il exerce sur l'eau. (Voyez *Fluorure de silicium.*)

SILICE. Nom sous lequel on a désigné d'abord l'acide silicique.

SILICIUM. Corps simple, métalloïde, radical de l'acide silicique. C'est sous ce dernier état qu'il existe dans la nature.

Propriétés. Le silicium à l'état de pureté se présente en poudre d'une couleur brune noisette, sans aucun éclat, il est fixe, insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air même à chaud. Les acides sont sans action sur lui. Chauffé avec le nitre et le carbonate de potasse, il est oxidé et transformé en acide silicique.

SIROP DE VIOLETTES. (*Saccharolé de violettes.*) Ce sirop qu'on emploie dans les laboratoires de chimie comme réactif a la propriété de passer au *vert* sous l'influence des bases alcalines et de prendre une teinte *rouge-violet* par

l'action des acides ; double effet qui permet de reconnaître dans les divers composés chimiques les deux états opposés d'alcalinité et d'acidité.

Le sirop de violettes se prépare en faisant dissoudre deux parties de sucre très blanc dans une partie d'infusion de fleurs de violettes fraîches et mondées de leurs calices. Cette addition de sucre a pour objet de conserver le principe colorant qui ne tarderait pas à se décomposer. Cette préparation, qu'on trouve dans la plupart des pharmacies, est d'une belle couleur bleue, d'une saveur douce et mucilagineuse, d'une odeur agréable de violette. Pour s'en servir comme réactif on le délaye dans un peu d'eau distillée afin de détruire la viscosité du sirop, et on met la liqueur en contact avec la substance solide ou liquide qu'on veut essayer.

Dans le commerce, on livre quelquefois sous le nom de sirop de violettes un sirop aromatisé par l'odeur de l'iris de Florence, et coloré par une petite quantité d'infusion de tournesol. On distingue facilement cette falsification en ce que les acides font tourner au rouge coquelicot un tel sirop, tandis que le véritable sirop de violettes conserve, sous l'influence des acides, une teinte violacée ; d'un autre côté les alcalis ne changent pas la couleur bleue du tournesol, mais ils verdissent immédiatement le sirop de violettes.

SODIUM. Corps simple métallique, radical de la soude. Il n'existe qu'en combinaison avec l'oxigène et le chlore.

Propriétés. Le sodium est blanc, éclatant comme l'argent, il est mou et très malléable, comme le potassium. Sa densité à + 15 est de 0, 972 ; il fond à + 90. Exposé à l'air, il s'oxide peu à peu et se couvre d'une croûte blanchâtre de protoxide de sodium. Chauffé à l'air, il s'oxide promptement en brûlant. Mis en contact avec l'eau, il la décompose vivement, mais sans produire l'inflammatio

du gaz hydrogène dégagé, à moins que la réaction n'ait lieu sur de l'eau gommée.

Caractères distinctifs. 1° Le sodium se distingue du potassium à son action sur l'eau qu'il décompose sans que le gaz hydrogène s'enflamme à l'air.

2° En évaporant l'eau dans laquelle il s'est oxidé on obtient de la soude hydratée facile à reconnaître à ses propriétés physiques et chimiques. (Voyez *Soude.*)

Usages. L'affinité du sodium pour l'oxigène peut le faire employer aux mêmes usages que le potassium dans la décomposition de certains corps oxidés.

SOLS. Les sols, dans lesquels croissent les divers végétaux, varient considérablement dans leur composition ou dans les proportions des substances qui les constituent. Ces substances sont de certains mélanges de roches ou combinaisons de quelques unes des terres primitives, de matières animales ou végétales en décomposition, et de certains composés salins. Parmi les premières, l'on trouve *la silice* (*acide silicique*), *l'alumine, la magnésie, la chaux*, le *peroxide de fer hydraté*, et quelquefois le peroxide de manganèse, et au nombre des dernières substances l'on compte *le carbonate de chaux* (craie), le *sulfate de chaux* (gypse), le *phosphate de chaux*, et dans quelques espèces de sols le *sulfate de potasse* et le *nitrate de potasse.*

Les substances que nous signalons ici se rencontrent le plus ordinairement dans la composition des terres arables : elles existent en proportions très variables dans les différents terrains à l'état de sable siliceux, d'argile et de terre calcaire; et c'est pour en déterminer les quantités et découvrir leur mode d'union qu'on soumet ces terres à une série d'expériences analytiques plus ou moins compliquées, mais assez simples toutefois pour être exécutées par les personnes le moins familiarisées avec les expériences chimiques.

Analyse des sols ou terres arables.

L'objet qu'on se propose en général dans l'examen analytique des sols, est de les améliorer en comparant leur composition à celle des sols extrêmement fertiles, qui sont voisins et dans une situation semblable à la leur; la différence que présentera alors l'analyse comparée de ces sols indiquera les procédés d'amélioration à apporter. En effet, si le sol fertile contenait une grande quantité de sable ou de silice, en proportion de ce qui existe dans le sol stérile, le procédé consisterait simplement à en fournir à ce dernier une certaine quantité, ou bien à ajouter de l'argile ou de la terre calcaire si ces deux dernières terres étaient en quantité insuffisante.

Les bornes de ce Dictionnaire nous imposent de décrire très succinctement les procédés les plus simples et les plus exacts qui peuvent être mis en pratique pour arriver à ce but.

Du choix des échantillons. Il importe de prendre des échantillons de la terre d'un champ qu'on veut examiner, en différents endroits, à six ou sept pouces de profondeur, et de les bien mêler ensemble, car il arrive quelquefois que, dans les plaines, tout le sol supérieur est de la même espèce, mais dans les vallées et le voisinage des rivières il y a de grandes différences.

Détermination de l'humidité. La proportion d'humidité ou d'eau contenue dans une terre peut être évaluée en en desséchant, dans une capsule de porcelaine, un poids connu, et en ayant soin de ne pas décomposer les substances organiques qui s'y trouvent. Après cette évaluation, on séparera les *graviers, cailloux* ou *pierres*, on les pèsera, et on s'assurera de quelle nature ils sont, au moyen de l'acide hydrochlorique ou nitrique; ils seront dissous avec effervescence s'ils sont formés de craie (carbonate de chaux),

et resteront insolubles si c'est la silice qui en fait la base.

Les sols, outre les graviers et les pierres qui y sont mélangés en quantité variable, contiennent une plus ou moins grande proportion de *sable fin*, dont on peut opérer la séparation en agitant la terre quelque temps dans l'eau distillée. Le sable, plus dense, se précipite en moins d'une minute : on le recueille dans un vase par décantation, et après l'avoir séché on le pèse. Sa nature est aussi facile à reconnaître par un acide que celle des graviers.

Les parties terreuses et ténues, moins pesantes que le sable, restent plus longtemps en suspension dans l'eau, mêlées à la matière organique végétale ou animale, on passe la liqueur à travers un filtre de papier joseph pour les séparer. Quant à l'eau qui a servi à cette opération elle peut contenir en solution *les matières salines et organiques solubles* s'il en existait dans la terre; on l'évapore à siccité dans une capsule pour peser le résidu et l'examiner à part.

La matière divisée du sol, séparée par la filtration, est la plus importante à connaître; elle renferme ordinairement des débris de matière organique, de la silice, de l'alumine, du peroxide de fer, du carbonate de chaux et parfois du carbonate de magnésie. On en calcine au rouge blanc une portion dans un creuset de platine, pour connaître le poids de la matière organique par la perte de poids éprouvée: mais comme une partie de cette perte est due aussi à l'acide carbonique qui provient du carbonate de chaux, on estime la quantité de celui-ci par la perte qu'éprouve un autre poids de terre en la dissolvant dans une quantité connue d'acide hydrochlorique faible. Si on soustrait alors ce dernier poids de celui qui exprime la perte par la calcination, on a celui de la matière organique mêlée à la terre.

Le résidu de la calcination est traité par l'acide hydrochlorique bouillant dans un petit ballon de verre; tous les

oxides sont dissous à l'exception de la silice qu'on recueille sur un filtre, et qui, après avoir été bien lavée à l'eau distillée chaude, doit être calcinée au rouge avant d'en prendre le poids exact.

La dissolution hydrochlorique est précipitée par une solution froide de bicarbonate de soude ou de potasse. Le peroxide de fer, l'alumine et la chaux sont séparés les deux premiers à l'état d'hydrates, et la troisième à l'état de carbonate, la magnésie non précipitée de ses dissolutions par les bicarbonates reste en dissolution dans la liqueur filtrée et peut ensuite en être retirée en la faisant bouillir.

Le précipité formé par la bicarbonate de potasse est recueilli par décantation ou filtration, on le met encore humide avec une solution de potasse caustique, et on fait bouillir pour dissoudre l'alumine. Cette base est ensuite séparée de la solution alcaline par saturation, ou en y ajoutant un excès de solution d'hydrochlorate d'ammoniaque.

La portion du précipité insoluble dans la solution de potasse caustique ne contient plus alors que le peroxide de fer et le carbonate de chaux; on les redissout dans l'acide hydrochlorique, et, en ajoutant ensuite de l'ammoniaque en excès, le peroxide de fer est précipité et séparé de la chaux qui reste dans la liqueur surnageante, cette base peut être isolée à son tour par une solution de carbonate de potasse neutre ou d'oxalate d'ammoniaque.

Chaque principe séparé par la méthode que nous venons de tracer, doit être fortement calciné et pesé dans un creuset de platine, afin de connaître dans quel rapport il se trouve dans l'échantillon de terre soumise à l'analyse chimique.

SOUDE. Nom ancien du protoxide de sodium, il est usité pour désigner cet oxide. (Voyez *Oxides de sodium.*)

Soude du commerce. On donne ce nom dans les arts au produit de l'incinération des plantes qui croissent sur les bords de la mer. Ce produit est formé de différentes pro-

portions de carbonate de soude mêlé à du chlorure de sodium, du sulfate de soude et du silicate de soude.

Son titre et sa valeur commerciale, établis sur les quantités de carbonate de soude qu'elle renferme, peuvent être déterminés par l'un des moyens que nous avons rapportés à l'article alcalimétrie et alcalimètre. (Voyez ces mots.)

La soude artificielle ou factice est un produit qui ressemble, jusqu'à un certain point, à la soude naturelle, et qu'on obtient par la décomposition du sel marin. Cette soude qu'on prépare par la calcination d'un mélange de charbon, de craie et de sulfate de soude formé avec le sel, contient du carbonate de soude en proportions variables, du sulfure de calcium et du charbon en excès qui la colore en gris noirâtre : elle est très employée dans plusieurs branches de notre industrie.

Soude de Vareck. On appelle ainsi dans le commerce la cendre que l'on obtient des *algues, fucus* et *varecks.* Cette soude ne contient qu'une petite quantité de carbonate de soude, et un peu d'iodure et de brômure de sodium.

SOUFRE. Corps combustible, métalloïde, connu de toute antiquité. On le rencontre abondamment dans les pays volcanisés, tantôt pur ou presque pur, sous forme solide et cristallisé, ou mélangé avec des substances terreuses. Dans un grand nombre d'autres pays, on le trouve combiné soit à des métaux, soit à l'oxigène et à certains oxides métalliques.

Propriétés. Le soufre à l'état de pureté est d'une belle couleur jaune citron ; il est très fragile et facile à pulvériser. Sa densité est de 1,990. Frotté il acquiert une faible odeur particulière, en même temps qu'il se charge d'électricité résineuse. Il fond à + 108, et devient très fluide en conservant sa couleur jaune ; mais si l'on élève sa température ; il change de couleur, rougit et s'épaissit. Parvenu à une température de + 316 degrés, il entre en ébullition

à l'abri de l'air et se vaporise entièrement en formant une vapeur jaune-orangé.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, le soufre fond immédiatement et brûle avec une flamme bleu pâle sans laisser de résidu.

2° Brûlé dans le gaz oxigène pur, il se transforme en gaz acide sulfureux, dont le volume est à celui de l'oxigène qui a servi à la combustion : : 98 : 100.

3° Chauffé avec l'acide nitrique concentré et l'eau régale le soufre est peu à peu converti en acide sulfurique, dont la présence peut être constatée par les sels de barium.

4° Traité à chaud par une solution de potasse caustique, il se dissout entièrement, la décompose et la convertit en *hyposulfite de potasse* et en *polysulfure de potassium.*

5° Enfin, si l'on fait un mélange intime du soufre avec 2 ou 3 fois son poids de nitrate de potasse et qu'on projette ce mélange dans un creuset de platine rougi au feu, il brûle avec vive déflagration, en se transformant en acide sulfurique qui reste uni à la potasse.

Cette action du nitrate de potasse sur le soufre fournit un moyen simple et facile de démontrer la présence de très petites quantités de soufre libre ou combiné.

M. Boutigny a constaté qu'un vingtième de grain de soufre calciné avec du nitre a donné un résidu qui, dissous dans l'eau distillée, produisait avec le chlorure de barium un précipité blanc de sulfate de barite. Ce précipité était en quantité telle, qu'on a pu le recueillir et le calciner avec de la soude, au chalumeau, pour le transformer en sulfure facile à reconnaître. (*Journal de Chimie médicale*, 2e série, t. I, p. 6.)

Dans le commerce on trouve du soufre brut et du soufre raffiné; ce dernier se présente sous deux formes différentes, en *morceaux cylindriques* ou en poudre sublimée, désignée sous le nom de *fleur de soufre.*

Le soufre brut, tel qu'on l'exporte des contrées où il existe, contient 5 à 10 pour cent de matières terreuses, mêlées quelquefois de matière bitumineuse. La proportion de ces matières peut se déterminer en desséchant un poids connu de soufre brut et le distillant ensuite dans une cornue pour recueillir le résidu fixe.

La fleur de soufre, telle qu'on la prépare dans les arts, est imprégnée d'une petite quantité d'acide sulfurique dont on la débarrasse en la lavant à l'eau bouillante dans les laboratoires. On la connaît alors sous le nom de *fleur de soufre lavée.*

STÉARATES. Combinaison de l'acide stéarique avec les bases. Ces sels ressemblent, sous plusieurs points, aux margarates; mais ils en diffèrent en ce que l'acide qu'on en sépare par l'intermède des acides minéraux est fusible à + 70, tandis que l'acide margarique pur entre en fusion à + 60°.

STÉARINE. Principe immédiat des différentes graisses et de plusieurs huiles végétales qu'on rencontre dans ces divers produits unis à l'oléine et quelquefois à des principes odorants et colorants. Les différences de solidité des graisses sont dues à la plus ou moins grande proportion de stéarine qu'elles contiennent. C'est à la précipitation de ce même principe par le froid qu'il faut attribuer la congélation de certaines huiles.

Propriétés. La stéarine est solide, blanche, inodore, insipide et plus légère que l'eau. Lorsqu'elle a été fondue elle est demi-transparente comme la cire, très cassante et facile à pulvériser. Chauffée, elle fond à + 45°, et se solidifie ensuite en une masse blanche sans texture cristalline. L'eau est sans action sur elle, l'alcool ne la dissout qu'à chaud, et la laisse cristalliser par le refroidissement en flocons blancs neigeux.

Composition. Le rapport de ses élémens est de :

Carbone......	78,02	73 atomes.
Hydrogène....	12,20	140 atomes.
Oxigène......	9,78	7 atomes.
	100,00	

Caractères distinctifs. 1° Chauffée sur les charbons ardents, la stéarine fond et se décompose aussitôt, en exhalant une fumée piquante d'une odeur de graisse brûlée.

2° Traitée à chaud par une solution concentrée de potasse caustique, elle se dissout en donnant naissance à un véritable savon dans la solution duquel on trouve de l'acide stéarique et une certaine quantité de glycérine.

STRONTIANE. Nom ancien du protoxide de strontium. Cet oxide, dont le nom est dérivé de celui du pays d'Écosse où on l'a d'abord découvert, se rencontre dans la nature combiné à l'acide carbonique et à l'acide sulfurique. C'est de cette dernière combinaison qu'on le retire dans les laboratoires.

Propriétés. La strontiane se présente comme le barite en une masse blanche, poreuse, d'une saveur âcre et caustique: elle est infusible et anhydre comme elle. Exposée à l'air, elle attire l'humidité, se délite et absorbe ensuite l'acide carbonique. Mise en contact avec l'eau, elle s'échauffe d'abord et se réduit en poudre en passant à l'état d'hydrate. Une plus grande quantité d'eau la dissout.

Composition. A l'état anhydre la strontiane est formée de :

Strontium....	84,55	1 atome.
Oxigène......	15,45	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Sr}$.

Caractères distinctifs. 1° Dissoute dans l'eau, elle forme une solution incolore d'une saveur âcre et alcaline qui se comporte avec les papiers réactifs colorés comme la solution de barite.

2° L'acide sulfurique forme dans cette solution un précipité blanc floconneux très abondant; mais si on l'étend d'une grande quantité d'eau il n'y a plus de précipitation.

3° La solution de chrômate de potasse neutre n'y produit pas de précipité.

4° Saturée par l'acide hydrochlorique et évaporée à siccité, elle donne un résidu blanc, qui redissous dans l'alcool donne à ce liquide la propriété de brûler avec une belle flamme purpurine.

Usages. La solution de strontiane, connue vulgairement sous le nom d'eau de strontiane, peut servir, comme l'eau de barite, à reconnaître l'acide sulfurique et les sulfates, mais les indications fournies par ce réactif nécessitent d'opérer sur les solutions concentrées; car le sulfate de strontiane étant un peu soluble, il n'y aurait point de précipité dans des solutions étendues d'une grande quantité d'eau.

STRYCHNINE. Base salifiable organique, existant dans plusieurs espèces du genre strychnos, et particulièrement dans la noix vomique, où elle a été d'abord trouvée, mais mélangée à une certaine quantité de brucine.

Propriétés. A l'état de pureté, la strychnine est blanche, inodore, d'une saveur amère insupportable, suivie d'un arrière-goût métallique; elle se présente en grains ou en cristaux prismatiques ou octaédriques. Chauffée, elle fond et se décompose ensuite en se boursouflant; l'eau n'en dissout que 1/6669 à + 10° et 1/2500 à + 100°. Elle est soluble dans l'alcool et insoluble dans l'éther. Les acides étendus d'eau la dissolvent en se saturant, et forment avec elle des sels cristallisables.

Composition. La strychnine anhydre sst formée de :

Carbone.......	77,20 ou	30 atomes.
Hydrogène.....	6,72	32 atomes.
Azote.........	5,95	2 atomes.
Oxigène.......	10,13	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $C^{30} H^{32} Az^{2} O^{2}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée dans une cuiller de platine la strychnine pure fond, se boursoufle, noircit et brûle sans laisser de résidu.

2° Sa solution alcoolique verdit le sirop de violettes et ramène au bleu le papier de tournesol rougi.

3° L'acide nitrique concentré la dissout à froid sans la colorer : à chaud, il la jaunit en la décomposant.

4° Dissoute dans l'acide sulfurique et hydrochlorique faible, elle forme une dissolution qui est précipitée en flocons blancs par les alcalis. Les tartrates et oxalates alcalins ne déterminent pas de précipitation dans les dissolutions neutres de strychnine dans les acides minéraux.

SUBLIMÉ CORROSIF. Nom ancien sous lequel on connait encore, en médecine et dans les arts, le deutochlorure de mercure.

SUCCIN ou AMBRE JAUNE, karabé. On donne ce nom à un produit minéral combustible, rangé parmi les bitumes solides. On le rencontre dans des couches de lignite, dans de l'argile; il se trouve en grande quantité sur les côtes méridionales de la mer Baltique, en Prusse, où il est rejeté par la mer. Les naturalistes le regardent comme une résine végétale qui était originairement fluide, car on remarque dans quelques morceaux des empreintes des branches et de l'écorce sur laquelle elle a coulé, et dans son intérieur de petits insectes s'y trouvent emprisonnés.

Propriétés. Le succin se présente en morceaux translucides dont la couleur varie du jaune clair au jaune brun; il est dur, cassant, et s'électrise résineusement par le frottement. Sa densité est de 1,070. Chauffé, il fond à + 287°, s'enflamme et brûle avec une flamme claire. L'eau n'a pas d'action sur lui; mais l'alcool et l'éther ne le dissolvent qu'en partie.

Composition. Ce bitume solide est formé d'une huile volatile, de deux résines, d'acide succinique, et d'un corps bitumineux, insoluble dans tous les dissolvants, et qui constitue la partie principale du succin.

SUCCINATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide succinique avec les oxides métalliques. Ces sels n'existent pas dans la nature : on les forme directement. La plupart sont solubles dans l'eau.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés, ces sels se décomposent et laissent exhaler une partie de leur acide, tandis que l'autre se décompose et se transforme en un produit huileux particulier qu'on a appelé *succinone*.

2° L'acide sulfurique concentré ne dégage aucune odeur avec eux, et ne fait point naître de précipité dans leur solution, ce qui les distingue des benzoates alcalins par cette dernière propriété.

3° Leur solution aqueuse ne précipite ni l'eau de chaux ni l'eau de barite, mais forme, avec l'acétate de plomb, un précipité blanc insoluble, duquel on peut séparer l'acide succinique pour le reconnaître ensuite à ses caractères physiques et chimiques.

4° Les sels de peroxide de fer produisent, avec la solution des succinates, un précipité rouge pâle, insoluble dans l'eau.

SUCCINATE D'AMMONIAQUE. Ce sel se prépare en saturant une solution d'acide succinique par l'ammoniaque et évaporant. Il cristallise en devenant acide; la solution de ce

sel saturé par l'ammoniaque, pour la neutraliser, sert dans les analyses minérales pour séparer le peroxide de fer d'autres oxides métalliques qui forment avec l'acide succinique des sels solubles ou peu solubles dans l'eau. Ce moyen des éparation exige la précaution que nous avons rapportée en parlant de l'usage de l'acide succinique. (Voyez *Acide succinique.*)

Succinate de soude. Ce sel obtenu par saturation directe cristallise en prismes transparents ou en lames ; sa solution aqueuse peut être employée aux mêmes usages que celle du succinate précédent.

SUCRE. Principe immédiat, très répandu dans les végétaux ; on en distingue plusieurs espèces d'après leurs propriétés physiques et leur composition élémentaire.

Les différentes espèces de sucre sont rangées dans deux classes ; 1° les sucres qui sont susceptibles de fermenter et de se transformer en alcool ; 2° les sucres qui n'éprouvent pas la fermentation alcoolique. A la première classe appartient *le sucre de canne*, et tous ceux qui sont identiques à cette espèce, telle que le sucre de betterave, d'érable, etc ; le sucre de raisin, de miel, et le sucre factice qu'on prépare avec l'amidon et le ligneux. Dans la deuxième classe sont compris *la mannite*, *le sucre de réglisse*, ou *la glycirrhizine.*

Sucre de canne. Cette espèce qu'on a d'abord retirée de l'arundo saccharifera, ou canne à sucre, existe en si grande quantité dans différents végétaux et particulièrement dans l'érable et la betterave, que cette dernière est aujourd'hui cultivée en Europe pour l'extraction de son sucre.

Propriétés. Le sucre se présente à l'état de pureté en masse blanche, inodore, fournie par l'agrégation de petits grains cristallins. Sa densité est de 1,606. Chauffé il ne

tarde pas à fondre et à se boursoufler ensuite en se décomposant. Il est inaltérable à l'air sec, soluble dans son poids d'eau à + 15° ; sa solution concentrée, soumise à une évaporation spontanée, laisse déposer des cristaux blancs, transparents en prismes obliques à quatre pans : ces cristaux de sucre sont vulgairement désignés sous le nom de *sucre candi*. L'alcool dissout le sucre et d'autant plus qu'il est moins concentré.

Composition. Le sucre de canne anhydre est formé d'après l'analyse de M. Berzélius de :

Carbone.....	44,99	12	atomes.
Hydrogène ..	6,41	21	id.
Oxigène.....	48,60	10	id.
	100,00		

Sa formule = $C^{12}\ H^{21}\ O^{10}$.

Caractères distinctifs. 1° Le sucre se distingue à sa saveur sucrée et à l'odeur particulière qu'il répand en le projetant sur les charbons ardents.

2° La solution aqueuse de sucre pur est incolore, sans action sur la teinture de tournesol et sur le sirop de violette, elle ne précipite par aucune dissolution métallique capable de s'unir à l'eau sans la décomposer. Mise en contact avec un peu de levure de bière, et abandonnée à elle-même à une température de + 15 à + 20 ; elle se décompose peu à peu en fournissant du gaz acide carbonique qui se dégage, et de l'alcool qui reste en solution dans la liqueur.

3° Chauffé avec l'acide nitrique, il est décomposé avec dégagement de deutoxide d'azote et transformé peu à peu en acide oxalique pur.

4° Enfin en calcinant le sucre pur dans un creuset de platine, il laisse un charbon léger et poreux qui brûle sans résidu au contact de l'air.

Sucre de betterave. Ce sucre qu'on désigne pour le distinguer du précédent sous le nom de *sucre indigène*, est tout à fait identique par ses propriétés physiques et chimiques avec le sucre de canne.

SUCRE DE RAISIN. Cette espèce de sucre qui existe en grande quantité dans les raisins mûrs d'où il tire son nom, se rencontre dans un grand nombre d'autres fruits sucrés, ainsi que dans le miel, dont il constitue la partie cristallisable.

En traitant l'amidon et le ligneux par l'acide sulfurique on les transforme en sucre identique par ses propriétés physiques et chimiques avec cette espèce de sucre.

Propriétés. Le sucre de raisin se présente ordinairement sous forme de petites masses mamelonnées, ou semi-globulaires, composées de petites aiguilles ou de lames entrecroisées. Il est inodore, sa saveur est fraîche et peu sucrée. Il est moins soluble dans l'eau et dans l'alcool que le sucre de canne, et cristallise facilement de ses solutions par le refroidissement. Le ferment et l'acide nitrique agissent sur lui comme sur le sucre de canne.

Composition. Ce sucre est formé de

Carbone.............	36,71
Hydrogène..........	6,78
Oxigène.............	56,51
	100,00

SUCRE DE MANNE OU MANNITE. Ce sucre qui constitue la partie solide de la manne, se rencontre aussi dans différentes plantes.

Propriétés. La mannite est en petites aiguilles quadrilatères, incolores et transparentes. Elle a une saveur légèrement sucrée et fraîche. L'eau la dissout avec facilité; elle se sépare de cette solution par l'évaporation sous forme

de masse grenue cristalline. L'alcool froid a peu d'action sur elle, mais à chaud il la dissout, et la laisse cristalliser par le refroidissement.

Composition. D'après l'analyse de Prout, cette espèce de sucre est formée de

Carbone	38,7
Hydrogène........	6,8
Oxigène	54,5
	100,0

Sucre de réglisse ou glycyrrhizine. Ce sucre se retire de la racine du *glycyrrhiza glabra.* Il se trouve en assez grande quantité dans l'extrait de réglisse, désigné dans le commerce sous le nom de jus de réglisse.

Propriétés. Le sucre de réglisse se présente sous forme d'une masse jaune, translucide, friable. Il possède une saveur sucrée et intense, analogue à celle de la racine d'où on l'a extrait. L'eau et l'alcool le dissolvent facilement. Les acides le précipitent de sa solution aqueuse en formant avec lui des composés peu solubles dans l'eau. Chauffé à l'air il se boursoufle beaucoup, prend feu et brûle en répandant beaucoup de flamme.

Cette espèce de sucre n'a pas été analysée.

Sucre de lait. Cette espèce qui n'a encore été trouvé que dans le lait des animaux, se rapproche beaucoup plus par ses caractères chimiques des gommes que des sucres.

Propriétés. Le sucre de lait est blanc, inodore; sa saveur est douce et sucrée; il cristallise en prismes terminés par des pyramides quadrangulaires; tel qu'on le rencontre dans le commerce, il est en couche cristalline d'un demi-pouce d'épaisseur, très dure, et croquant sous la dent. Exposé à l'action du feu, il fond, se boursoufle et se charbonne en répandant une odeur de gomme brûlée.

Composition. Il est formé, d'après M. Berzélius, de

Carbone.......	45,94	5 atomes.
Hydrogène.....	6,00	8 atomes.
Oxigène.......	48,06	4 atomes.
	100,00	

Sa formule $= C^5 H^8 O^4$.

Caractères distinctifs. 1° Le sucre de lait est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, d'où il cristallise par le refroidissement. Cette solution n'est pas susceptible de fermenter lorsqu'on la met dans les conditions convenables avec le ferment; l'alcool la trouble et en précipite le sucre qu'elle contient.

2° Trituré à froid avec l'acide sulfurique, il se transforme en une matière gommeuse soluble dans l'eau, et qui se change en sucre de raisin par l'action de la chaleur.

3° L'acide nitrique le convertit, à l'aide de la chaleur, en acides oxalique et mucique.

SULFATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide sulfurique avec les oxides métalliques et les bases. Un grand nombre d'espèces se rencontrent dans la nature, ou à l'état solide, ou en solution dans l'eau.

Caractères distinctifs. 1° Placés sur les charbons ardents, les sulfates anhydres ne produisent aucun phénomène : ceux qui sont cristallisés fondent, se boursouflent en perdant leur eau de combinaison, et se dessèchent ensuite.

2° L'acide sulfurique concentré ne dégage aucune odeur par son mélange avec ces sels.

3° Leur solution aqueuse forme, avec le chlorure de barium ou un sel de barite soluble, un précipité blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans les acides nitrique et hydrochlorique. Cette épreuve nécessite d'opérer sur

une solution étendue avant d'ajouter le sel de barite, qui se précipiterait si elle était concentrée.

4° Mélangés de charbon et de carbonate de soude pur e chauffés au chalumeau ou dans un creuset fermé, ils sont décomposés et convertis en sulfures de sodium et du métal dont l'oxide formait la base du sulfate. En plaçant une portion du produit de cette calcination sur une lame d'argent poli et l'humectant d'un peu d'eau, la lame noircit ou brunit : l'addition d'une goutte d'acide sulfurique en dégage aussitôt du gaz hydrosulfurique très sensible à l'odorat.

Sulfate d'alumine. (*Sulfate aluminique* Berz.) Ce sel neutre se rencontre tout formé dans quelques localités.

Propriétés. Il est blanc, cristallisé en feuilles minces, flexibles, sa saveur est douce et astringente. Chauffé, il fond, se boursoufle, et laisse une masse poreuse gonflée, qui se décompose à une température plus élevée en laissant de l'oxide d'aluminium pur. L'eau en dissout la moitié de son poids.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel, dissous dans l'eau, précipite le nitrate de barite et forme un précipité insoluble dans l'acide nitrique.

2° L'amoniaque et le carbonate de potasse y produisent un précipité gélatineux.

3° La potasse caustique y occasionne un précipité gélatineux, soluble dans un excès de cet alcali.

4° Le cyanure de fer et de potassium n'y produit aucune précipitation.

Usages. Le sulfate d'alumine en solution concentrée peut être employé pour reconnaître la potasse ou ses sels; un précipité blanc cristallin d'alun se produit dans cette solution quand on y verse goutte à goutte une solution de potasse ou d'un de ses sels. On remplace facilement ce réactif par le bichlorure de platine ou une solution d'acide tartrique.

Sulfate d'alumine basique. (*Sulfate trialuminique* Berz.) Ce sous-sel existe dans la nature en petites masses blanches, concrétionnées et friables. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide hydrochlorique, et cette dissolution se comporte avec les réactifs comme la solution du sulfate d'alumine neutre.

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque et Sulfate d'alumine et de potasse. (*Sulfate aluminico-ammonique* Berz., *Sulfate aluminico-potassique* Berz.) Ces deux sels doubles constituent l'alun à base d'ammoniaque et l'alun à base de potasse.

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque. (*Sulfate aluminico-ammonique.*) Ce sel est répandu assez abondamment dans le commerce, et souvent mélangé avec l'alun à base de potasse, dont il est impossible de le distinguer par le simple aspect.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel présente avec les réactifs les mêmes effets que la solution d'alun à base de potasse.

2° Trituré avec de la chaux vive pulvérisée, il laisse exhaler aussitôt une odeur pénétrante d'ammoniaque.

Sulfate d'alumine et de potasse. (*Sulfate aluminico-potassique.*) Ce sel, vulgairement désigné sous le nom d'alun, se prépare en grande quantité pour le besoin des arts, soit par la calcination de la roche qui en renferme naturellement les éléments, soit à l'aide des schistes aluminifères qu'on fait effleurir à l'air.

Propriétés. L'alun se présente sous forme d'octaèdres réguliers ou en masse cristallisée confusément. Il a une saveur douceâtre et astringente. Exposé à l'air il s'effleurit faiblement à la surface. Chauffé il fond, bouillonne, se tuméfie beaucoup et perd son eau de cristallisation. L'eau froide en dissout 1/18 de son poids, et l'eau bouillante 1/3 de son poids.

Composition. Ce sel double est formé de :

Sulfate d'alumine......	36,85
Sulfate de potasse......	18,15
Eau.................	45,00
	100,00

Sa formule = $\dot{K}\,\dddot{S} + \dddot{Al}\,\dddot{S}^3 + 24\dot{H}$.

Caractères dictinctifs. 1° Sur les charbons ardents l'alun se boursoufle et laisse une masse blanche, poreuse et légère.

2° Sa solution aqueuse forme avec le nitrate de barite un précipité blanc, insoluble dans les acides nitrique et hydrochlorique; avec l'ammoniaque et la potasse un précipité gélatineux, soluble dans un excès de ce dernier alcali ; avec le bichlorure de platine un précipité jaune-orangé. L'acide hydrosulfurique et le cyanure de fer et de potassium n'apportent aucun changement à la solution d'alun pur; enfin la chaux pulvérisée qu'on triture avec une portion de ce sel n'en dégage aucune odeur.

SULFATE D'AMMONIAQUE. (*Sulfate ammonique.*)

Propriétés. Il se présente cristallisé en prismes aplatis d'une saveur salée, très piquante. Exposé à l'air chaud, il s'effleurit; au feu il décrépite, entre en fusion perd son eau et une partie de sa base, et se décompose ensuite. Il se dissout dans son poids d'eau bouillante et dans deux parties d'eau froide.

Composition. Il est formé de :

Acide sulfurique......	60,52
Ammoniaque	25,90
Eau.................	13,58
	100,00

Caractères distinctifs. 1° Sa solution aqueuse précipite

le nitrate de barite en blanc et le bichlorure de platine en jaune-orangé.

2° Broyé avec un peu de chaux ou une solution de potasse, il dégage une vive odeur d'ammoniaque.

Sulfate de barite. (*Sulfate baritique*, Berz.)

Les anciens chimistes et minéralogistes lui ont donné le nom de *spath pesant*. Ce sel se rencontre en assez grande quantité dans la nature, tantôt cristallisé régulièrement, tantôt en masse compacte, d'une densité de 4 à 4, 47.

Propriétés. Le sulfate de barite, préparé artificiellement est anhydre, en poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les acides à froid. Il est inaltérable à la chaleur, mais fond et se vitrifie à une température élevée.

Composition. Il contient sur cent parties :

Acide sulfurique.............	65,63	ou 1 atome.
Barite ou protoxide de barium..	34,37	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Ba}\,\dddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Calciné à la flamme intérieure du chalumeau, ce sel est transformé en sulfure de barium qui dégage de l'acide hydrosulfurique par l'acide nitrique faible, et dont la base combinée à l'acide peut ensuite être reconnue à ses caractères particuliers.

2° Traité à l'aide de l'ébullition par une solution de carbonate de potasse pur, il est décomposé peu à peu et converti en carbonate de barite qu'on peut dissoudre dans l'acide nitrique pour le reconnaître, tandis que l'acide sulfurique reste uni à la potasse, et peut être facilement démontré en saturant la liqueur par l'acide hydrochlorique et y versant du chlorure de barium ou du nitrate de barite.

Sulfate de chaux. (*Sulfate calcique*, Berz.) Ce sel se

trouve en grande quantité dans la nature, on le rencontre dans les terrains secondaires et tertiaires, tantôt en couches amorphes et opaques, tantôt cristallisé en prismes hexaèdres, transparents, ou sous forme de lentilles groupées en rose ou en fer de lance. Sous cet état de cristallisation on le connaît sous les noms de *sélénite*, de *gypse*, il contient de l'eau de combinaison dans la proportion de 20,78 pour cent, ou 2 atomes.

Propriétés. Le sulfate de chaux est blanc à l'état de pureté, il est insipide. Exposé à l'action du feu, lorsqu'il est cristallisé, il décrépite légèrement, perd toute son eau et devient opaque; à une forte chaleur il fond en un émail blanc sans se décomposer. Mis en contact avec l'eau après avoir été calciné à une température de + 115°, il réabsorbe une portion de ce liquide et se solidifie en cristallisant confusément. C'est sur ce principe qu'est fondé l'usage du plâtre qui n'est qu'une variété de sulfate de chaux mêlé d'un peu de carbonate de chaux et d'une petite quantité d'argile. Le sulfate de chaux est peu soluble dans l'eau froide, et aussi peu soluble dans l'eau chaude; ce liquide n'en dissout que 1/561 de son poids. Ce sel se trouve en solution dans la plupart des eaux de source et en assez grande quantité dans les eaux de puits auxquelles il donne la propriété de cailler le savon et d'être impropre à la cuisson de quelques légumes.

Composition. Ce sel à l'état anhydre est formé de :

Acide sulfurique.....	58,47	1 atome.
Protoxide de calcium.	41,53	1 atome.
	100,00	

Sa formule $= \dot{Ca}\,\dddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, ce sel n'éprouve aucune altération, mais si on le

calcine après l'avoir mêlé avec du charbon en poudre, ou qu'on le chauffe à la flamme intérieure du chalumeau, il est converti en sulfure de calcium.

2° Dissous dans l'eau bouillante, il forme une solution qui précipite en blanc par le nitrate de barite et par l'oxalate d'ammoniaque; les carbonates alcalins déterminent aussi un précipité blanc floconeux, mais qui devient bientôt grenu en se déposant.

Sulfate de cuivre (*Deutosulfate de cuivre.* (*Sulfate cuivrique.*) On le connaît dans le commerce sous les noms de *vitriol bleu, vitriol de cuivre, couperose bleue.* Il existe en petite quantité dans la nature; mais on le prépare en grande quantité pour les besoins du commerce par divers procédés plus ou moins économiques.

Propriétés. Ce sel se présente cristallisé en gros prismes transparents d'une belle couleur bleue; il a une saveur âcre et styptique. Exposé à l'air, il s'effleurit et se recouvre d'une poussière blanche; chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation et se transforme en une masse blanche, pulvérulente. L'eau à + 15° en dissout 1/4 de son poids et 1/2 à + 100.

Composition. Le deutosulfate de cuivre cristallisé contient 36,30 pour cent d'eau de combinaison ou 5 atomes. Il est formé de :

Acide sulfurique......	31,38	1 atome.
Deutoxide de cuivre....	32,32	1 atome.
Eau.................	36,30	5 atomes.
	100,00	

Sa formule $= \dot{Cu}\,\dddot{S} + 5Aq.$

Caractères distinctifs. 1° Réduit en poudre et projeté sur sur des charbons ardents, il fond, se boursoufle sans répandre d'odeur, et blanchit.

2° Dissous dans l'eau, il forme une solution bleue, qui précipite en blanc par le nitrate de barite; en flocons bleu-ciel par la potasse; en blanc bleuâtre par une petite quantité d'ammoniaque, et ce précipité se redissout entièrement dans un excès de cet alcali, en le colorant en beau bleu, si le sel est pur; enfin, l'acide hydrosulfurique y produit un précipité noir, et le cyanure de fer et de potassium un précipité rouge cramoisi.

Usages. La solution de deutosulfate de cuivre peut servir dans l'analyse des gaz pour absorber plusieurs composés hydrogènés qui sont insolubles dans les solutions alcalines. C'est ainsi qu'on peut l'employer pour séparer l'hydrogène protophosphoré et deutophosphoré de son mélange avec l'hydrogène. Les précipités de couleur différente que forme cette solution avec les arsénites et les arséniates alcalins font distinguer aisément ces deux genres.

Sulfate de peroxide de fer ou persulfate de fer. (*Sulfate ferrique*, Berz.). On le forme en dissolvant l'hydrate de peroxide de fer dans l'acide sulfurique étendu, et concentrant la dissolution.

Propriétés. Ce sel se présente en une masse déliquescente jaunâtre, d'une saveur astringente très prononcée; il est très soluble dans l'eau, qu'il colore en rouge orangé. L'alcool peut également le dissoudre.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé, il se décompose facilement, en donnant de l'acide sulfureux, des vapeurs blanches d'acide sulfurique et un résidu rouge de peroxide de fer.

2° Sa solution aqueuse précipite en blanc le nitrate de barite, elle forme avec l'ammoniaque et la potasse des précipités jaune-rougeâtres; l'acide hydrosulfurique la décolore et la fait passer à l'état de protosulfate en y formant n précipité blanc de soufre divisé; enfin le cyanure de fer

et de potassium y forme un précipité bleu foncé, et l'infusion de noix de galles un précipité noir.

Usages. La solution de persulfate de fer est employée pour reconnaître les cyanures doubles, dans la solution desquels elle produit immédiatement un précipité bleu. On s'en sert aussi pour découvrir dans les végétaux ou leurs produits la présence des acides tannique et gallique, qu'il précipite en noir foncé. La couleur bleue qu'il développe avec la morphine et ses sels fait distinguer cet alcali et ses combinaisons des autres alcaloïdes organiques.

SULFATE DE PROTOXIDE DE FER. *Protosulfate de fer.* (*Sulfate ferreux.* Berz.) On le distingue dans le commerce sous les noms de *vitriol vert, vitriol de mars ou de fer, couperose verte.* Il se prépare par l'efflеurissement à l'air de certaines pyrites grillées, ou en dissolvant le fer en copeaux ou en limaille dans l'acide sulfurique étendu.

Propriétés. Le protosulfate de fer se présente en prismes rhomboïdaux, obliques et transparents, d'un vert bleuâtre pâle; il a une saveur douceâtre et astringente. Exposé à l'air sec, il devient d'abord blanc à la surface et se recouvre ensuite d'une poussière jaunâtre de sous-sulfate de peroxide. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse et se dessèche ensuite en une masse blanchâtre. L'eau à $+ 15°$ en dissout environ la moitié de son poids, à $+ 100°$ elle peut en dissoudre les trois quarts de son poids.

Composition. Ce sel cristallisé renferme sept atomes d'eau; il est formé de :

Acide sulfurique......	28,9	1 atome.
Protoxide de fer......	25,7	1 atome.
Eau.................	45,4	7 atomes.
	100,0	

Sa formule = $\dot{Fe}, \dddot{S} + 7\,Aq$.

Caractères distinctifs. 1° Mis sur les charbons rouges, il fond, se boursoufle et se dessèche en une masse blanche sans répandre d'odeur sensible.

2° Sa solution aqueuse forme avec le nitrate de barite un précipité blanc, avec la potasse un précipité floconneux blanc verdâtre, qui verdit d'abord, et passe au jaune au contact prolongé de l'air; l'infusion de noix de galles n'y produit aucune coloration immédiatement, mais au contact de l'air, ou par l'action de quelques gouttes d'une solution de chlore, il se manifeste une couleur noire plus ou moins foncée; enfin le cyanure de fer et de potassium y détermine un précipité blanc qui bleuit peu à peu sous l'influence de l'air, ou sur le champ par la solution du chlore.

Usages. Ce sel dissous dans l'acide sulfurique concentré est employé comme un réactif très sensible pour découvrir l'acide nitrique et les nitrates. (Voyez *Acide nitrique.*) L'action désoxigénante qu'il exerce sur certains sels métalliques ou composés analogues le rend propre à précipiter certains métaux de leurs dissolvants; c'est ainsi qu'il agit sur les sels d'argent, de palladium, et de deutochlorure d'or.

Sulfate d'indigotine. Ce sulfate, que l'on forme ordinairement en dissolvant au bain-marie l'indigo pulvérisé dans neuf fois son poids d'acide sulfurique concentré, est très employé dans les essais chlorométriques comme liqueur d'essai ou teinture d'épreuve. On le dissout dans une quantité d'eau déterminée pour cet usage, et cette solution doit être conservée à l'abri de la lumière pour éviter son altération.

La solution de sulfate d'indigotine étendue d'eau et appliquée sur du papier blanc collé, forme un papier réactif très sensible qui se décolore subitement quand on le

mouille avec des solutions même très étendues de chlore ou de chlorites alcalins.

Sulfate de magnésie. (*Sulfate magnésique*, Berz.)

Ce sel existe en solution dans l'eau de différentes sources, d'où on l'extrait par l'évaporation et la cristallisation ; on le connaît en médecine sous les noms de *sel d'Epsom, sel de Sedlitz, sel amer cathartique.*

Propriétés. Le sulfate de magnésie purifié se présente en prismes rectangulaires à quatre pans, transparents, et susceptibles de s'effleurir à l'air sec, ou en petites aiguilles blanches. Il a une saveur amère désagréable. Exposé à l'action du calorique, il éprouve la fusion aqueuse, perd toute son eau de cristallisation et se dessèche ensuite. L'eau à + 15° en dissout 1/3 de son poids et deux fois plus à 100 degrés.

Composition. Ce sel cristallisé contient 0,51 d'eau de combinaison ; il est formé de :

Acide sulfurique....	66,64	1 atome.
Oxide de magnésium.	33,36	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{Mg}\,\dddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents, ce sel cristallisé fond, se boursoufle, et se réduit en une masse sèche blanche.

2° Dissous dans l'eau il produit avec la solution de nitrate de barite, un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique. Le carbonate de potasse et la potasse caustique y forment des précipités blancs insolubles ; les bicarbonates de potasse et de soude n'y occasionnent pas de précipité à froid, mais en chauffant le mélange il se trouble peu à peu et laisse déposer des flocons blancs de carbonate neutre de magnésie.

Falsification de ce sel. Le sulfate de soude est quelquefois substitué à ce sel; mais on distingue facilement cette substitution à ce que la solution ne précipite ni par le carbonate de potasse, ni par la potasse; le mélange de ces deux sels peut être déterminé en le dissolvant dans l'eau, ajoutant du carbonate d'ammoniaque, et chauffant pour précipiter toute la magnésie à l'état de carbonate. Si on filtre la liqueur précipitée et qu'on l'évapore à siccité dans une capsule, on obtient un résidu qui calciné au rouge obscur dans un creuset, laisse le sulfate de soude sans être décomposé.

Usages. Dans quelques opérations chimiques, le sulfate de magnésie est employé pour précipiter les oxides de barium, et de plomb de leurs dissolutions dans les acides.

Sulfate de peroxide de manganèse. *Persulfate de manganèse.* (*Sulfate manganique*, Berz.)

Ce sel se prépare en faisant digérer à une douce chaleur le peroxide de manganèse pulvérisé avec l'acide sulfurique concentré.

Propriétés. Ce sulfate ne peut être amené à l'état solide, mais il existe toujours en solution dans une petite quantité d'eau. Il est d'une couleur rouge de vin foncé, l'eau le décompose et en précipite de l'hydrate de peroxide. Chauffé il se décolore en dégageant de l'oxigène et passant à l'état de protosulfate.

Usages. La propriété dont jouit ce sulfate d'être instantanément décoloré par les oxacides non saturés d'oxigène, le fait employer pour les reconnaître ou s'assurer si certains composés acides sont susceptibles d'absorber une nouvelle dose d'oxigène.

Sulfate de potasse. (*Sulfate potassique*, Berz.)

On le connaît dans les pharmacies sous les noms de sel de *duobus, tartre vitriolé, sel polychreste de Glazer*, *arcanum duplicatum*; il existe dans la cendre de tous les végétaux.

Dans les arts on le retire de certains résidus d'opérations dans lesquelles il s'est formé à la suite de réactions chimiques.

Propriétés. Le sulfate de potasse se présente cristallisé en prismes à six ou à quatre pans très courts, terminés par des pyramides ayant le même nombre de face : il a une saveur salée un peu amère. Exposé à l'action de l'air, il n'éprouve aucune altération, mais au feu il décrépite et entre en fusion à une chaleur rouge. L'eau a + 12° en dissout 1/10 de son poids et 1/4 à + 100°.

Composition. Il est formé de :

Acide sulfurique.......	47,1	1 atome.
Protoxide de potassium.	52,9	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $\dot{K}\,\dddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons, il décrépite et ne fond pas.

2° Dissous dans l'eau, il précipite en blanc le nitrate de barite, sa solution n'est troublée ni par le carbonate de potasse, ni par le cyanure de fer et de potassium, mais la solution concentrée d'acide tartrique y produit un précipité blanc cristallin, et celle de bichlorure de platine, un précipité jaune-orangé.

Usages. La solution de sulfate de potasse comme réactif est employée pour précipiter les oxides de barium, de strontium et de plomb de leurs dissolutions dans les acides.

Sulfate de quinine. (*Sulfate quinique.* Berz.) On le forme en dissolvant dans l'acide sulfurique étendu la quinine hydratée. On en connaît deux espèces, un sulfate neutre et un sulfate bibasique qui est plus ordinairement employé en médecine.

Propriétés. Le sulfate de quinine bibasique se présente

en aiguilles blanches, longues, légèrement flexibles, et douées de l'éclat nacré. Il est inodore, d'une saveur amère très prononcée et persistante. Chauffé il fond d'abord, se colore en rouge et se décompose en noircissant et brûlant avec flamme. L'eau à + 15° en dissout 1/740, et à + 100 1/30 de son poids. L'alcool le dissout aussi, mais plus à chaud qu'à froid.

Composition. Ce sel cristallisé contient 16,5 pour cent d'eau ou 8 atomes qu'il perd en partie, lorsqu'il s'effleurit à l'air de manière à n'en plus retenir que 4,8 ou 2 atomes.

Anhydre, il est formé de :

Acide sulfurique.	10,9	1 atome.
Quinine........	89,1	2 atomes.
	100,00	

Caractères distinctifs. 1° Le sulfate de quinine pur calciné dans un creuset de platine brûle sans laisser de résidu.

2° Dissous dans l'eau bouillante, il forme une solution qui précipite le nitrate de barite et produit avec les bases alcalines un précipité blanc floconneux de quinine hydratée; l'acide oxalique et les oxolates y occasionnent un précipité blanc; les solutions d'acide gallique et tannique, ainsi que l'infusion de noix de galles y déterminent aussi des précipités blancs floconneux solubles dans l'acide acétique.

Falsifications. Ce sel, en raison de son prix élevé, est quelquefois mélangé dans le commerce avec *du sulfate de chaux cristallisé en aiguilles*, *de l'acide margarique*, *du sucre* en poudre, etc. La première falsification se connaît facilement au résidu blanc incombustible, qu'on obtient en le calcinant à l'air ou en le dissolvant dans l'alcool; la

seconde, en traitant le sel par l'eau acidulée qui laisse l'acide margarique insoluble, enfin la présence du sucre peut être démontrée en décomposant la solution du sulfate de quinine par l'eau de barite en excès, filtrant, saturant la liqueur par l'acide sulfurique, et l'évaporant après l'avoir filtrée de nouveau. Le sucre reste sous forme de sirop.

SULFATE DE SOUDE. *Protosulfate de sodium* (*Sulfate sodique* Berz.) On le rencontre en solution dans plusieurs eaux salées, d'où on le retire par l'évaporation. Il existe aussi à l'état solide dans le voisinage de certaines eaux minérales. Ce sel est préparé en grande quantité pour les besoins des arts par la décomposition du sel marin.

Propriétés. Le sulfate de soude se présente en longs prismes à six pans, terminés par des sommets dièdres ou des pyramides à quatre faces. Ses cristaux sont incolores et très transparents; ils s'effleurissent facilement à l'air sec en se couvrant d'une poussière blanche. Sa saveur est fraîche et très amère. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche ensuite et fond à une température élevée. Il est soluble dans trois parties d'eau à + 16°, et dans une fois et demie son poids à + 100°.

Composition. Ce sel cristallisé contient 0,58 d'eau combinée ou 10 atomes. Anhydre, il est formé de

Acide sulfurique	52,78	ou 1 atome.
Protoxide de sodium ...	47,22	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{N}\dddot{S}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents, ce sel fond, se boursoufle et se dessèche en une masse blanche.

2° Dissous dans l'eau, il forme un précipité blanc avec

le nitrate de barite. Cette solution se distingue de celle du sulfate de potasse en ce qu'elle ne précipite ni par l'acide tartrique ni par le bichlorure de platine.

Usages. Comme réactif, la solution de sulfate de soude peut remplacer la solution de sulfate de potasse pour précipiter de leurs dissolutions dans les acides les oxides de barium, de strontium et de plomb.

SULFATE DE ZINC. *Protosulfate de zinc.* (*Sulfate zincique* Berz.) On le connaît dans le commerce sous les noms de *vitriol blanc*, *vitriol de zinc*, *couperose blanche*. On le prépare en grillant à l'air de la blende ou sulfure de zinc natif, et lessivant avec de l'eau chaude la masse calcinée. On le purifie dans les laboratoires pour le priver des sulfates de fer et de cuivre qu'il contient en petite quantité.

Propriétés. Ce sel, à l'état de pureté, se présente en petits cristaux prismatiques, incolores et transparents, ressemblant au sulfate de magnésie. Il a une saveur âcre et styptique très prononcée. Exposé à l'air, il s'effleurit; chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, perd son eau de cristallisation, et se décompose à une haute température; l'eau en dissout les 0,4 de son poids.

Composition. Le sulfate de zinc cristallisé est formé de

Acide sulfurique...	30,965	ou 1 atome.
Protoxide de zinc..	32,585	1 atome.
Eau.............	36,450	5 atomes.
	100,000	

Sa formule = $\dot{Zn}\,\dddot{S} + 5\,Aq$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, il fond, se boursoufle, et se dessèche en une masse blanche sans exhaler d'odeur.

2° Sa solution aqueuse précipite en blanc le nitrate de barite; elle produit, avec le cyanure de fer et de potassium,

un précipité blanc; avec la potasse et l'ammoniaque des précipités blancs floconneux solubles dans un excès de ces alcalis; avec l'hydrosulfate d'ammoniaque un précipité blanc. Enfin, l'infusion de noix de galles ne détermine aucune coloration ni changement dans cette solution si le sel est pur, tandis qu'elle y fait naître une teinte noirâtre plus ou moins foncée s'il contient de petites quantités d'un sel à base d'oxide de fer.

SULFHYDRATES. Sous ce nom on désigne dans la nouvelle nomenclature les combinaisons de l'acide hydrosulfurique (sulfhydrique) avec les bases; ces sels correspondent donc aux composés qu'on appelle encore aujourd'hui hydrosulfates, composés qui sont regardés généralement, d'après l'action connue des hydracides sur les oxides métalliques, comme de véritables sulfures.

Caractères distinctifs. 1° Les sulfhydrates sont faciles à reconnaître à la légère odeur d'acide hydrosulfurique que répand au contact de l'air leur solution aqueuse.

2° Traité par les acides hydrochlorique et sulfurique, ils sont décomposés avec effervescence et dégagement de gaz hydrosulfurique.

3° Les solutions de chlore, de brôme et d'iode les décomposent en y faisant naître un précipité pulvérulent, blanc jaunâtre de soufre; enfin les sels de zinc et de manganèse y produisent des précipités blancs: les sels d'antimoine un précipité orangé; les sels de cadmium un précipité jaune: et tous les autres sels métalliques des précipités noirs ou bruns, qui sont des sulfures hydratés.

Sulfhydrate d'ammoniaque (*Hydrosulfate d'ammoniaque.*) Ce composé peut être préparé par la voie sèche et par la voie humide: mais comme dans les laboratoires on en fait usage dans l'eau, c'est en saturant l'ammoniaque liquide par le gaz hydrosulfurique qu'on l'obtient ordinairement.

Propriétés. Le sulfhydrate d'ammoniaque se présente alors sous forme d'un liquide faiblement coloré en jaune et d'une odeur fétide ammoniacale ; il est très volatil. Exposé à l'air, sa solution se colore d'abord en jaune en absorbant de l'oxigène, laisse précipiter ensuite une portion de de soufre, et passe peu à peu à l'état d'hyposulfite d'ammoniaque. On doit par conséquent le conserver à l'abri de l'air autant que possible.

Composition. Anhydre ce sel est formé de :

Gaz acide hydrosulfurique..	33,2	1 atome.
Gaz ammoniac...........	66,8	2 atomes.
	100,0	

Usages. La solution de sulfhydrate d'ammoniaque ou hydrosulfate d'ammoniaque est un réactif fréquemment employé dans l'analyse chimique pour précipiter la plupart des oxides métalliques de leurs dissolutions. Les précipités diversement colorés qu'elle produit avec quelques uns des sels métalliques servent par conséquent à faire distinguer ces derniers.

SULFITES. Genre de sels produits par l'union de l'acide sulfureux avec les oxides métalliques qui ne peuvent être décomposés par le contact de cet acide. Aucune espèce de ce genre n'existe dans la nature. On les forme directement. La plupart sont insolubles, à l'exception des sulfites à base de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Caractères distinctifs. 1° Les sulfites solubles ont une saveur âcre et sulfureuse bien marquée.

2° Calcinés en vases fermés, ils sont décomposés et se transforment en sulfates en abandonnant une portion de soufre.

3° Traités par l'acide sulfurique hydraté, ils font une vive effervescence sans vapeur, et en dégageant du gaz acide sulfureux.

4° Leur solution aqueuse, mise en contact avec l'acide sulfurique, dégage la même odeur; mais sans effervescence et sans se troubler.

5° La solution rouge de persulfate de manganèse est décomposée et décolorée immédiatement lorsqu'on la met en contact avec ces sels.

Usages. Comme réactif, un seul sulfite est employé, c'est celui à base d'ammoniaque. On s'en sert pour décomposer l'acide sélénieux et en précipiter le sélénium à l'état de pureté.

SULFOCYANURES. On désigne aujourd'hui sous ce nom la combinaison d'un composé de soufre et de cyanogène (qu'on appelle sulfocyanogène) avec les métaux. Ces composés se forment dans la calcination du soufre avec plusieurs cyanures doubles. Ceux qui ont pour base les métaux alcalins sont solubles dans l'eau et cristallisables; les autres sont pour la plupart solubles.

Caractères distinctifs. 1° Les sulfocyanures sont décomposés par l'acide sulfurique étendu à une douce chaleur, en laissant exhaler de l'acide hydrosulfocyanique sous forme d'une vapeur acide et piquante.

2° Leur solution aqueuse se reconnaît en ce qu'elle produit avec les sels à base de peroxide de fer une couleur rouge de sang, et avec les sels d'argent et de plomb un précipité blanc, insoluble dans l'eau.

Sulfocyanure de potassium. (*Sulfocyanure potassique*, Berz.) Cette combinaison, avant qu'on connût sa composition, a été successivement désignée dans les ouvrages antérieurs sous les noms *de prussiate de potasse sulfuré*, *hydrosulfocyanate de potasse.*

On le forme en fondant le cyanure ferroso-potassique avec la moitié de son poids de soufre.

Propriétés. Ce composé, à l'état de pureté, se présente en cristaux blancs prismatiques, ressemblant à ceux du

nitrate de potasse; sa saveur est salée et fraîche; exposé à l'air, il en attire l'humidité; chauffé à l'abri de l'atmosphère, il fond sans se décomposer; l'eau le dissout très facilement.

Usages. La solution de sulfocyanure de potassium est employée comme réactif pour les sels à base de peroxide de fer avec lesquels elle forme une couleur rouge de sang, comme en produit l'acide hydrosulfocyanique lui-même. La combinaison rouge qui résulte de cette réaction est si intense, que les traces les plus faibles d'un sel acide de peroxide de fer produisent avec le sulfocyanure de potassium une couleur rouge très sensible. (Berzélius.)

SULFURES MÉTALLIQUES. On désigne sous ce nom les divers composés que forment les métaux avec le soufre. Ces composés peuvent exister à différents états de sulfuration, de manière à constituer : 1° des sulfures simples ou monosulfures; 2° des bisulfures; 3° des polysulfures. Un grand nombre de métaux se rencontrent dans les deux premières catégories. La plupart des sulfures peuvent être obtenus directement.

Caractères distinctifs. 1° Les sulfures des métaux alcalins sont solubles dans l'eau, décomposables par les acides avec dégagement de gaz hydrosulfurique seulement, ou avec précipitation de soufre, s'ils sont à l'état de sulfures ou de polysulfures.

C'est en raison de ces propriétés qu'on les a regardés autrefois comme des hydrosulfates simples ou hydrosulfates sulfurés, lorsqu'ils étaient dissous dans l'eau.

2° Les autres sulfures métalliques sont insolubles dans l'eau, les uns se décomposent comme les sulfures alcalins en présence de l'eau et de certains acides, les autres sont attaqués par l'acide nitrique à chaud qui oxide le métal, acidifie un peu de soufre, en isole la plus grande partie, ou par l'acide chloro-nitreux (eau régale) qui dissout le

métal en le transformant en chlorure soluble et en sépare aussi la plus grande partie du soufre.

3° Calcinés au contact de l'air les sulfures sont faciles à reconnaître à l'odeur d'acide sulfureux qu'ils répandent, soit que le grillage ait lieu sur le charbon au chalumeau, soit qu'il s'effectue dans un tube de verre ouvert par les deux bouts.

Sulfure d'antimoine. (*Protosulfure d'antimoine. Sulfure antimonique.* Berz.) Ce sulfure existe en assez grande quantité dans la nature. C'est de ce composé qu'on extrait l'antimoine dans les arts.

Propriétés. Le protosulfure d'antimoine se présente en masse cristallisée en aiguilles d'un gris bleuâtre métallique, il est très cassant et facilement pulvérisable. Chauffé il fond et cristallise confusément en refroidissant; calciné à l'air il répand une fumée blanche et une odeur prononcée de gaz acide sulfureux.

Composition. Il est formé de :

Soufre........	72,77	3 atomes.
Antimoine.....	27,23	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Sb^2 S^3$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, il fond aisément et brûle en partie en exhalant une fumée blanche mêlée d'une odeur de gaz acide sulfureux.

2° Chauffé avec l'acide hydrochlorique il se dissout totalement avec dégagement abondant de gaz hydrosulfurique; la dissolution est incolore, elle précipite en blanc par l'eau, et en jaune orangé par l'acide hydrosulfurique.

Sulfure d'argent. (*Sulfure argentique.* Berz.)

Propriétés. Le sulfure d'argent est d'un gris de plomb avec un faible éclat métallique; il est demi-ductile, très

fusible et susceptible de cristalliser en aiguilles par le refroidissement, à l'abri de l'air il est indécomposable par la chaleur.

Composition. Il est formé de :

Soufre.........	12,95	1 atome.
Argent.........	87,05	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Ag^1 S^1$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau il fond, se boursoufle, répand une odeur de gaz acide sulfureux et finit par donner un grain d'argent.

2° Traité par l'acide nitrique pur il est décomposé à chaud avec dégagement de deutoxide d'azote, l'argent est dissous et le soufre reste pour la plus grande partie. La dissolution est incolore, elle présente avec les réactifs tous les caractères des sels d'argent.

Sulfures d'arsenic. On rencontre dans la nature deux de ces sulfures qu'on connaît sous les noms de *réalgar* et d'*orpin* ou d'*orpiment*.

Sulfure d'arsenic jaune. (*Sulfide arsénieux.* Berz.) Orpiment du commerce : ce sulfure se rencontre dans la nature, cristallisé en masses composées de lames jaunes, brillantes et comme micacées; on le forme aussi par l'action du soufre sur l'acide arsénieux ou en décomposant la solution de cet acide par l'acide hydrosulfurique.

Propriétés. Il est d'une belle couleur jaune citrin. Chauffé en vases clos il fond et se sublime ensuite, en vases ouverts il brûle avec une faible flamme bleue pâle en répandant une fumée blanche avec une odeur mixte d'ail et d'acide sulfureux. Il est insoluble dans l'eau et les acides. A l'aide de la chaleur l'acide nitrique et l'eau régale le transforment successivement en acide arsénieux ou arsénique, et une partie du soufre en acide sulfurique.

Composition. Ce sulfure correspond à l'acide arsénieux par le rapport de ses éléments, il est formé de :

Soufre.........	39,10	3 atomes.
Arsenic........	60,90	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $As^2 S^3$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, il brûle avec une flamme d'un jaune pâle sans laisser de résidu, et en répandant une fumée d'une odeur d'ail et de soufre.

2° Caleiné seul dans le tube ouvert il brûle et dépose de l'acide arsenieux en poudre cristalline dans la partie supérieure du tube.

3° Les solutions alcalines caustiques et l'ammoniaque liquide le dissolvent facilement, ces dissolutions incolores sont précipitées par tous les acides qui en séparent le sulfure d'arsenic sous forme de flocons jaunes.

4° Mêlé avec de la potasse et un peu de charbon dans un tube de verre fermé par un bout, il se décompose par la chaleur et fournit un sublimé d'arsenic métallique.

Cette réduction du sulfure d'arsenic peut être faite en le mélangeant avec du tartrate de chaux calciné. Mais M. Berzélius accorde la préférence au procédé suivant qui consiste à se servir d'un charbon léger imprégné d'une solution de carbonate de soude par immersion, puis séché et calciné au rouge dans un creuset. On place le sulfure au fond d'un petit tube d'une demi-ligne de diamètre, et on le recouvre de quelques éclats de charbon alcalin, de manière à former une couche d'un pouce de longueur environ. Après avoir étiré en pointe fine la partie vide du tube, on chauffe le charbon à la flamme d'une lampe à esprit de vin et on volatilise ensuite le sulfure. Ce dernier s'introduit d'abord dans le charbon et se réduit à une chaleur rouge

en donnant un sublimé d'arsenic qui se condense avec son brillant métallique, dans la partie effilée du tube de verre.

D'après les nouvelles recherches de M. Orfila, le sulfure d'arsenic peut encore être réduit en le faisant bouillir, pendant quelques instants, dans une petite capsule de porcelaine, avec de l'acide nitrique concentré qui transforme ses éléments en acides sulfurique et arsenique. Si alors on évapore à siccité pour chasser l'excès d'acide nitrique et l'acide sulfurique produit, on obtient de l'acide arsenique qui redissous dans une petite quantité d'eau, et introduit dans l'appareil de Marsh, est bientôt réduit à l'état de gaz hydrogène arsenié. En enflammant sur le champ ce gaz et plaçant à travers de la flamme une petite capsule de porcelaine, l'arsenic à l'état métallique se condense de suite sous forme de taches noires miroitantes et plus ou moins brillantes.

Ce moyen présente des avantages pour la réduction du sulfure janne d'arsenic que l'on sépare par l'acide hydrosulfurique des matières des intestins, dans les différents cas d'empoisonnement par l'acide arsénieux; car le précipité jaune de sulfure d'arsenic qu'on obtient est toujours mêlé à une plus ou moins grande quantité de matière organique qui se trouvant décomposée par l'excès d'acide nitrique employé, n'apporte plus de difficulté à l'extraction de l'arsenic par l'appareil de Marsh. (*Bulletin de l'Académie royale de médecine*, tome 3, page 449 et suivantes.)

Sulfure rouge d'arsenic. (*Sulfide hyparsénieux*, Berz.) On le connait dans le commerce sous le nom de *Réalgar;* il se rencontre dans le règne minéral sous forme cristalline. Dans les arts on le prépare en faisant fondre un mélange de soufre et d'un excès d'arsenic ou d'acide arsénieux.

Propriétés. Il se présente en masse d'un rouge de rubis ou d'un rouge orangé, il est fusible et volatil sans décom-

position à l'abri de l'air. La densité du sulfure naturel est de 3,525 : calciné au contact de l'air, il brûle en fournissant de l'acide arsénieux et de l'acide sulfureux.

Composition. Il est formé, d'après l'analyse qui en a été faite, de :

Soufre...	29,96	1 atome.
Arsenic..	70,04	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $As^1 S^1$.

Caractères distinctifs. Ce sulfure calciné à l'air libre, ou dans le tube ouvert se comporte comme le sulfure jaune; il est également décomposé à chaud par les alcalis et le charbon en donnant de l'arsenic métallique qui se sublime.

Considérations médico-légales sur l'empoisonnement, par les sulfures d'arsenic. Les expériences faites sur les animaux ont démontré que les sulfures d'arsenic naturels et artificiels étaient vénéneux, les premiers plus que les seconds, en raison de l'acide arsénieux qu'ils contiennent. En général, les effets qu'ils produisent sont à l'intensité près, les mêmes que ceux que détermine l'acide arsénieux.

L'insolubilité de ces composés dans l'eau doit dans un cas d'empoisonnement les faire rechercher à la surface des parties solides des tissus, ou mêlés aux matières alimentaires, traitées d'abord par l'eau bouillante. Leur couleur particulière peut les faire reconnaître au milieu de ces substances, même au bout de six, huit et dix mois d'inhumation, comme MM. Orfila et Lesueur l'ont prouvé.

On peut alors les extraire en faisant digérer les matières animales avec de l'eau ammoniacale, qui les dissout, et les précipiter ensuite par un acide. Si la putréfaction avait développé une grande quantité d'ammoniaque, les sulfures auraient pu être dissous par cet alcali et alors il faudrait

les rechercher soit dans les parties liquides qu'on saturerait par l'acide hydrochlorique, soit dans l'eau qui aurait servi à les traiter.

SULFURE DE BISMUTH. (*Sulfure bismuthique*, Berz.)

Ce sulfure existe dans la nature, il est mêlé à d'autres sulfures métalliques.

Propriétés. Le sulfure de bismuth ressemble au sulfure d'antimoine par sa couleur grise, son éclat métallique, sa fragilité. Il est très fusible et indécomposable à l'abri de l'air, mais chauffé au contact de ce fluide, il est oxidé et transformé en oxide de bismuth, en sous-sulfate avec dégagement de gaz acide sulfureux.

Composition. Il correspond à l'oxide de bismuth et est formé de :

Soufre........	18,49	ou 3 atomes.
Bismuth......	81,51	2 atomes.
	100,00	

Sa formule $= B^2 S^3$.

Caractères distinctifs. 1° Calciné au chalumeau il fond, bouillonne en répandant une odeur de gaz acide sulfureux et laissant un oxide qui se condense sur les parties environnantes, en une poudre jaunâtre.

2° L'acide nitrique l'attaque à chaud, en isole la plus grande partie du soufre et dissout le bismuth. Cette dissolution est incolore; concentrée elle précipite en blanc par l'eau et les alcalis, et en noir par les acides hydrosulfuriques ou les hydrosulfates.

SULFURES DE CUIVRE. Il en existe deux qui correspondent aux deux oxides. Dans la nature on ne rencontre que le protosulfure seul ou uni à d'autres sulfures métalliques, il constitue des minerais qu'on exploite dans les arts.

Protosulfure de cuivre. (*Sulfure cuivreux.* Berz.) Ce composé artificiel est en masse cristalline d'une couleur

gris foncé avec un faible éclat métallique, il est très faible et est facilement décomposé par le grillage au contact de l'air. Celui qu'on rencontre dans la nature est combiné ordinairement au sesquisulfure de fer, et constitue *le cuivre sulfuré pyriteux* des minéralogistes.

Composition. Ce protosulfure à l'état de pureté est formé de :

Soufre..........	20,27	1 atome.
Cuivre..........	79,73	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $Cu^2 S^1$.

Deutosulfure ou *bisulfure de cuivre.* (*Sulfure cuivrique.* Berz.) Ce sulfure est un produit de l'action de l'acide hydrosulfurique sur les sels de deutoxide, il se précipite en flocons bruns noirâtres à l'état d'hydrate. Exposé à l'air, il s'altère, devient vert et passe en partie à l'état de sulfate. Chauffé à l'abri de l'air, il donne de l'eau, perd du soufre et passe à l'état de protosulfure.

Composition. Il est formé de :

Soufre..........	33,70	1 atome.
Cuivre..........	66,30	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Cu^1 S^1$.

Caractères distinctifs. 1° Calcinés sur le charbon, les sulfures de cuivre dégagent une forte odeur d'acide sulfureux et laissent une masse noirâtre qui, après le grillage donne un grain de cuivre, lorsqu'on le fond avec un peu de borax à la flamme intérieure du chalumeau.

2° L'acide nitrique les décompose à chaud, isole une partie du soufre et forme avec le cuivre une dissolution

bleue qui présente avec les réactions tous les caractères des sels à base de deutoxide de cuivre.

Sulfures d'etain. On en connaît deux correspondant aux deux oxides, savoir le protosulfure et le bisulfure ou deutosulfure. Le premier se rencontre dans la nature, le second est un produit artificiel employé dans les arts.

Protosulfure d'étain (*Sulfure stanneux*. Berz.) Il est gris avec éclat métallique, cristallisé en lames ou en aiguilles rayonnées. Chauffé à l'air, il se tranforme en gaz sulfureux et en deutoxide d'étain. Ce sulfure à l'état d'hydrate se présente en flocons d'une couleur brun-chocolat.

Composition. Il est formé de :

Soufre.........	21,5	1 atome.
Étain	78,5	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $Sn^1 S^1$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé, il fond et répand à la flamme extérieure une odeur d'acide sulfureux. Par suite de la calcination il devient blanc à sa surface et recouvre les parties du charbon qui sont en contact avec lui, d'une poussière blanche de deutoxide d'étain.

2° Traité par l'acide nitrique, il est converti à l'aide d'une douce chaleur en deutoxide d'étain, avec séparation d'une partie du soufre.

3° L'acide hydrochlorique le dissout à chaud avec dégagement de gaz hydrosulfurique, la dissolution est incolore et présente avec les réactifs tous les caractères d'une solution de protochlorure d'étain. (Voyez ce mot.)

Deutosulfure d'étain ou *bisulfure d'étain*. (*Sulfure stannique*. Berz.) Ce composé se prépare par divers procédés dans les laboratoires, on le connaît dans le commerce sous les noms *d'or musif*, *or de Judée*, aurum musivum.

Propriétés. Il se présente en masse légère formée de

belles écailles jaunes qui ont l'éclat de l'or poli. Chauffé au rouge il se décompose en abandonnant une partie du soufre qu'il contient et passe à l'état de protosulfure.

Composition. Il est formé de :

Soufre.....	35,37	2 atomes.
Étain......	64,63	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Sn^1 S^2$.

Caractères distinctifs. 1° Ce composé noircit sur les charbons ardents, exhale l'odeur d'acide sulfureux et passe à l'état de protosulfure.

2° L'acide hydrochlorique n'a pas d'action sur lui, mais quand il a été calciné il s'y dissout avec les mêmes phénomènes que le protosulfure.

3° Les solutions de potasse et de soude caustiques le dissolvent à chaud, ainsi que les solutions des sulfures alcalins qui forment avec lui un sulfure double soluble.

Sulfures de fer. Le fer et le soufre se combinent en cinq proportions d'après M. Berzélius ; mais on ne rencontre que deux de ces composés dans la nature, savoir : le protosulfure de fer et le persulfure de fer.

Protosulfure de fer. (*Sulfure ferreux*, Berz.) Ce sulfure, à l'état de pureté, est assez rare dans le règne minéral. Il existe le plus souvent mêlé au persulfure de fer, et constitue alors *la pyrite magnétique*, qui a une couleur blanche, une texture cristalline, et jouit de la propriété d'agir sur le barreau aimanté. Ce sulfure, exposé à l'air humide, se délite peu à peu et se transforme en protosulfate de fer.

Dans les laboratoires on prépare le protosulfure de fer en chauffant en vases clos la tournure de fer mélangée à la moitié de son poids, et fondant le produit formé.

Propriétés. Ce sulfure artificiel est gris comme la fonte de fer, d'une texture grenue ; il est très cassant, et fusible à

une température rouge cerise. Les acides sulfurique et hydrochlorique étendus d'eau le dissolvent sans résidu avec dégagement de gaz hydrosulfurique, mêlé d'une petite quantité d'hydrogène.

Composition. Il est formé de

Fer.	62,77 ou 1	atome.
Soufre.	37,23	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Fe S.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé à l'air, le protosulfure de fer est décomposé : il donne de l'acide sulfureux et du peroxide de fer.

2° L'acide sulfurique étendu d'eau le dissout à froid avec dégagement de gaz hydrosulfurique ; la dissolution est incolore ou à peine colorée en vert d'eau ; elle forme, après avoir été chauffée pour chasser tout le gaz hydrosulfurique, un précipité blanc floconneux, qui passe au vert-brun au contact de l'air, et jaunit ensuite. Les réactifs agissent sur cette dissolution comme sur les sels de protoxide de fer.

Usages. La facilité avec laquelle le protosulfure de fer artificiel est attaqué, à la température ordinaire, par l'acide sulfurique étendu d'eau, le fait employer dans un grand nombre d'opérations chimiques pour préparer le gaz hydrosulfurique dont on a besoin pour décomposer certains oxides ou sels métalliques. A défaut de protosulfure de fer fondu, on peut, d'après les observations de M. Gay-Lussac, faire usage d'un mélange de limaille de fer et de soufre qu'on fait bouillir avec de l'eau, soit dans une marmite de fer ou dans un ballon de verre. Le protosulfure hydraté obtenu par ce moyen est décomposé ensuite dans un appareil convenable par l'acide sulfurique étendu d'eau.

Persulfure de fer. (*Sulfure ferrique*, Berz.) Ce sulfure est très répandu dans le règne minéral : on le connaît, suivant sa couleur, sous les noms de *pyrite jaune* et de *pyrite blanche*. Il est tantôt pur, et tantôt combiné à d'autres sulfures métalliques.

Propriétés. Le persulfure de fer est d'un jaune de laiton avec éclat métallique et à cassure lamelleuse. Il est fragile et non magnétique. Sa densité est de 4,5. On le trouve ordinairement cristallisé en cubes ou en octaèdres, qui ont une dureté telle qu'ils donnent des étincelles lorsqu'on les frappe avec un briquet d'acier. Chauffé, ce sulfure fond et abandonne une certaine quantité de soufre en passant à l'état de protosulfure.

Composition. Ce sulfure contient deux fois autant de soufre que le protosulfure; ou

Soufre...........	54,26	ou 2 atomes.
Fer	45,76	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Fe\,S^2$.

Caractères distinctifs. Le persulfure de fer réduit en poudre, projeté sur les charbons ardents, brûle avec une flamme bleue pâle, exhale une forte odeur d'acide sulfureux, et laisse une masse noire de protosulfure de fer.

2° Calciné au chalumeau à la flamme extérieure, il fond, abandonne tout le soufre qu'il contient, devient rougeâtre en se transformant en peroxide de fer.

3° Les acides sulfurique et hydrochlorique sont sans action sur lui ; mais à chaud l'acide nitrique l'attaque, en isole une partie du soufre, et dissout le fer en le transformant en pernitrate.

4° L'eau régale l'attaque rapidement à une douce chaleur, en sépare une partie du soufre et fait passer l'autre à

l'état d'acide sulfurique qui reste mêlé au perchlorure de fer produit dans cette réaction.

3° La dissolution du persulfure dans l'eau régale est jaune orangé, plus ou moins foncé; le chlorure de barium y démontre la présence de l'acide sulfurique par le précipité blanc pulvérulent qu'il y occasionne; l'ammoniaque et les alcalis caustiques y forment un précipité jaune rougeâtre d'hydrate de proxide de fer; le cyanure de fer et de potassium, un précipité bleu foncé, et l'infusion de noix y développe une couleur noire intense, si la dissolution a été préalablement neutralisée.

Sulfure de manganèse. Ce composé forme une espèce qui est très rare dans le règne minéral; on ne l'a rencontré qu'en petite quantité à Nagyac et dans le comté de Cornouailles.

Propriétés. Le sulfure naturel est d'un gris d'acier foncé; sa cassure est éclatante lorsqu'elle est fraîche, mais elle se ternit au contact de l'air.

Composition. Il est formé comme le protosulfure artificiel de :

Soufre............	36,12	1 atome.
Manganèse........	63,38	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Mn S.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau, il se grille en émettant l'odeur de l'acide sulfureux et laissant une scorie brune qui fondue dans le borax lui communique une couleur violette ou améthyste.

2° L'acide hydrochlorique le dissout avec dégagement de gaz hydrosulfurique, et la dissolution qui en provient est incolore et se comporte avec les réactifs, comme une solution de protochlorure de manganèse.

Sulfures de mercure. Le mercure s'unit en deux proportions avec le soufre pour former un proto-sulfure et un deuto-sulfure correspondants aux deux oxides connus.

Le premier est un produit artificiel peu stable qui se décompose à l'aide d'une douce chaleur et se transforme en globules de mercure et en deuto-sulfure de mercure.

Deutosulfure de mercure. (Sulfure mercurique Berz.) Ce composé se rencontre dans la nature, il constitue le minerai d'où l'on extrait dans les arts le mercure métallique. On le connaît sous le nom de *cinabre natif.* Il se prépare artificiellement par union directe du soufre avec le mercure, et par sublimation du produit, en vases fermés.

Propriétés. Le deutosulfure de mercure se présente, après avoir été sublimé, sous forme d'une masse violette, à cassure brillante et cristalline qui se réduit par la trituration en une poudre d'un rouge vif. Sous cet état de division, il est alors connu vulgairement sous le nom de *vermillon.*

Composition. Ce sulfure est formé de :

Soufre.......	13,71	1 atome.
Mercure.....	86,29	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Hg S.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents, le cinabre ou vermillon noircit, brûle avec une légère flamme bleue, en répandant l'odeur d'acide sulfureux et sans laisser de résidu.

2° Chauffé dans un tube fermé, il se sublime entièrement en une masse noirâtre qui devient rouge par la pulvérisation.

3° Calciné dans le tube ouvert, il donne par le grillage du mercure métallique en petits globules, et un sublimé de cinabre qui se trouve en avant du premier.

4° Mêlé avec un peu d'hydrate de potasse, il est totalement décomposé à l'aide de la chaleur et donne du mercure métallique.

5° Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, n'ont aucune action sur ce sulfure, mais l'eau régale le dissout en transformant le mercure en bichlorure, une partie du soufre en acide sulfurique, et isolant l'autre sous forme de petits globules jaunâtres.

Falsifications. Dans le commerce on ajoute quelquefois du minium ou deutoxide de plomb au cinabre artificiel; cette fraude est facile à reconnaître car il n'est plus alors entièrement volatilisé par la chaleur dans un tube fermé, et lorsqu'on le fait chauffer avec un peu d'acide nitrique il prend une couleur brune par la transformation du deutoxide de plomb en peroxide. L'acide nitrique, d'après cette réaction, tient en dissolution du protoxide de plomb que les réactifs peuvent démontrer.

Sulfure de molybdène. (*Sulfure molybdique.* Berz.) C'est le seul composé de soufre de molybdène qu'on rencontre dans le règne minéral, il existe assez souvent au milieu du granit.

Propriétés. Ce sulfure est d'un gris plombé analogue à la plombagine, sa structure est lamelleuse avec l'éclat métallique; il est gras au toucher et s'étend facilement sur le papier comme de la mine de plomb. Sa densité varie de 4,138 à 4,569. Il est infusible même à une température très élevée, et ne s'altère point à l'abri de l'air.

Composition. Il est formé de :

Soufre........	40,20	2 atomes.
Molybdène	59,80	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Mo\ S^2$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau il brûle

difficilement, exhale une fumée avec odeur de gaz acide sulfureux et laisse sur le support un dépôt blanc d'acide molybdique.

2° Calciné avec un peu de soude ou de potasse caustique il fond et donne un culot rouge de sulfure double qui se dissout alors dans l'eau en la colorant en rouge brun.

3° L'acide sulfurique bouillant le dissout avec dégagement d'acide sulfureux et en se colorant en bleu.

4° L'acide nitrique l'attaque à chaud et le convertit en acide sulfurique qui se dissout, et en acide molybdique qui reste sous forme d'une poudre blanche soluble dans l'ammoniaque.

Sulfure de plomb. (*Sulfure plombique*, Berz.) Protosulfure de plomb. Ce composé est très commun dans le règne minéral, on le trouve pur ou associé à d'autres sulfures métalliques. Il est connu vulgairement sous le nom de *galène*. Les formes sous lesquelles on le rencontre dans la nature dérivent du cube; le plus souvent il a une structure lamellaire, écailleuse ou grenue. Ce qui lui a fait donner le nom de *galène à larges* ou à *petites facettes*.

Propriétés. Le sulfure de plomb naturel est d'un gris de plomb bleuâtre avec beaucoup d'éclat, il est peu dur et très fragile. Sa densité varie de 7,220 à 7,785. Chauffé, il fond mais moins facilement que le plomb pur; à une haute température il se volatilise.

Composition. Ce sulfure correspond au protoxide, il est formé de :

Soufre.........	13,45	1 atome.
Plomb.........	86,55	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Pb, S.

Caractères distinctifs. 1° Calciné au chalumeau, il fond

d'abord et se convertit en plomb en dégageant du gaz acide sulfureux.

2° Chauffé dans le tube ouvert, il brûle en donnant de l'acide sulfureux, un sublimé blanc de sulfate de plomb et un autre sublimé rougeâtre si le sulfure contient du sélénium ou de sulfure d'arsenic.

3° Traité par l'acide nitrique faible, il est attaqué à une douce chaleur en laissant pour résidu du soufre et un peu de sulfate de plomb. La dissolution est incolore, elle se comporte avec les réactifs comme la solution des sels de protoxide de plomb, si le sulfure de plomb était pur.

Les diverses variétés de sulfure de plomb naturel contiennent presque toutes de petites quantités de sulfure d'argent. La présence de ce métal peut être constatée et déterminée en soumettant à la coupellation le plomb qu'on en retire, ou en étendant de 40 à 50 parties d'eau la dissolution du sulfure de plomb dans l'acide nitrique pur, et y restant alors une solution de chlorure de sodium qui la trouble et y forme au bout de quelque temps un précipité blanc floconneux de chlorure d'argent.

Sulfure de potasse. On désigne encore sous ce nom le composé que l'on forme en fondant le soufre avec la potasse ou son carbonate. Ce composé, d'après la réaction connue du soufre sur la potasse, est formé d'un polysulfure de potassium mêlé à du sulfate de potasse. Les anciens chimistes qui ont ignoré sa véritable composition lui ont donné, en raison de sa couleur jaune rougeâtre, le nom de *foie de soufre, hepar sulfuris.*

Propriétés. Ce sulfure, tel qu'on en fait usage en médecine, se présente sous forme de morceaux aplatis d'une couleur jaune verdâtre à sa surface et rougeâtre dans l'intérieur. Il exhale au contact de l'air une légère odeur de gaz hydrosulfurique, en attirant peu à peu l'humidité. L'eau le dissout facilement en se colorant en jaune orangé.

Cette solution s'altère par son exposition à l'air ; elle laisse précipiter du soufre, se décolore peu à peu et se transforme en hyposulfite de potasse.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au contact de l'air, il répand une odeur d'acide sulfureux, et blanchit en se transformant en sulfate de potasse.

2° La solution aqueuse forme un précipité blanc avec le nitrate de barite et des précipités bruns ou noirs avec les sels de plomb, d'argent, de mercure et un précipité orangé avec les sels d'antimoine.

3° Les acides versés dans cette solution la décomposent sur-le-champ avec effervescence en dégageant du gaz hydrosulfurique et y formant un précipité blanchâtre de soufre très divisé.

SULFURE DE POTASSIUM. Le potassium s'unit en sept proportions avec le soufre; mais de ces divers composés il n'y a que le protosulfure de potassium ou *monosulfure* qui soit employé comme réactif dans les laboratoires.

Protosulfure de potassium. (*Sulfure potassique*, Berz.). Ce sulfure peut s'obtenir à l'état solide par combinaison directe de ses éléments.

Propriétés. Il est d'une couleur rouge foncé analogue au cinabre; sa cassure est cristalline, sa saveur est alcaline et sulfureuse; il attire l'humidité. Chauffé à l'air, il devient rouge de feu et se transforme en sulfate de potasse. L'eau et l'alcool le dissolvent sans se colorer, mais au contact de l'air ces solutions se colorent en jaune en passant à l'état de polysulfure que le contact prolongé de l'air décolore et transforme en hyposulfite.

Composition. Ce protosulfure est formé de :

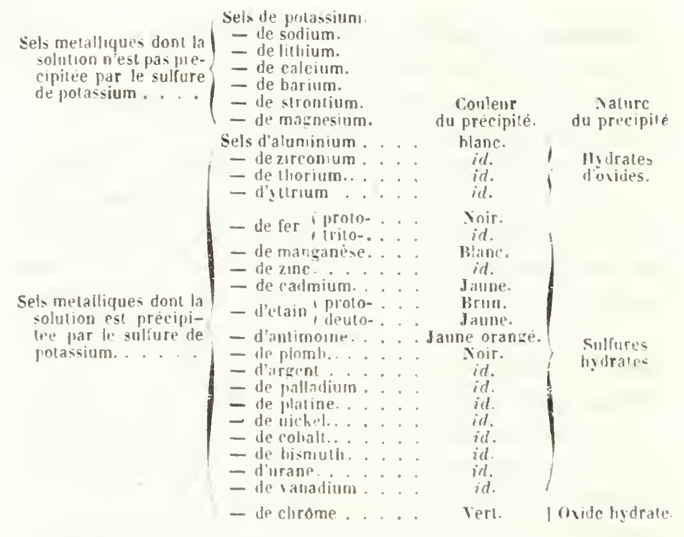
Soufre......	29,11	ou 1 atome.
Potassium...	70,89	1 atome.
	100,00	

Sa formule = K, S.

Caractères distinctifs. 1° Dissous dans l'eau, il est décomposé avec légère effervescence par tous les acides, qui en dégagent du gaz hydrosulfurique sans troubler sa solution ni laisser déposer du soufre.

2° Cette solution est précipitée en blanc par le chlore qui en sépare le soufre sous forme de poudre blanche. Si après avoir filtré la liqueur on l'évapore à siccité, on obtient un résidu blanc salé et piquant de chlorure de potassium, dans lequel on constate facilement la présence de ce métal en versant dans sa solution concentrée un peu d'acide tartrique ou de bichlorure de platine.

Usages. Le protosulfure de potassium n'est employé qu'en solution dans l'eau pour reconnaître un grand nombre de sels métalliques qu'il décompose et précipite à l'état de sulfure; c'est cette solution qui a été désignée autrefois sous le nom *d'hydrosulfate de potasse.* On la distingue encore quelquefois sous ce nom où sous celui de *sulfhydrate de potasse.* La propriété dont jouit la solution de ce sulfure de précipiter certains sels métalliques sous diverses couleurs, l'a fait employer dans la plupart des recherches sur les dissolutions métalliques, soit pour les distinguer, soit pour séparer les métaux qui sont précipitables par ce réactif de ceux qui ne le sont pas, ou de ceux dont les sulfures sont solubles dans un excès de sulfure de potassium.



	Sels	Couleur du précipité.	Nature du précipité.
Sels métalliques dont la solution n'est pas précipitée par le sulfure de potassium	Sels de potassium.		
	— de sodium.		
	— de lithium.		
	— de calcium.		
	— de barium.		
	— de strontium.		
	— de magnesium.		
Sels métalliques dont la solution est précipitée par le sulfure de potassium.	Sels d'aluminium	blanc.	Hydrates d'oxides.
	— de zirconium	*id.*	
	— de thorium..	*id.*	
	— d'yttrium	*id.*	
	— de fer proto- . . .	Noir.	Sulfures hydratés.
	— de fer trito-. . . .	*id.*	
	— de manganèse. . . .	Blanc.	
	— de zinc.	*id.*	
	— de cadmium.	Jaune.	
	— d'étain proto- . . .	Brun.	
	— d'étain deuto- . . .	Jaune.	
	— d'antimoine.	Jaune orangé.	
	— de plomb..	Noir.	
	— d'argent	*id.*	
	— de palladium	*id.*	
	— de platine.	*id.*	
	— de nickel..	*id.*	
	— de cobalt..	*id.*	
	— de bismuth.	*id.*	
	— d'urane.	*id.*	
	— de vanadium	*id.*	
	— de chrôme	Vert.	Oxide hydraté.

Sulfures de sodium. Le sodium comme le potassium s'unit en plusieurs proportions avec le soufre. Un seul de ces composés est employé comme réactif, c'est le protosulfure de sodium, *sulfure sodique*; il peut remplacer dans tous ses usages le protosulfure de potassium. Comme on l'emploie en solution dans l'eau, on le prépare en saturant par le gaz hydrosulfurique le protoxide de sodium dissous.

Propriétés. Le protosulfure de sodium obtenu directement est blanc jaunâtre, il a une saveur âcre et sulfureuse comme celle du sulfure de potassium. Exposé à l'air, il en attire facilement l'humidité et passe peu à peu à l'état de polysulfure et ensuite d'hyposulfite. L'eau le dissout, mais moins facilement que le protosulfure de potassium. Cette solution concentrée cristallise en prismes droits, incolores, à quatre pans, terminés par quatre facettes. Ces cristaux sont du protosulfure de sodium hydraté qui fond au feu et perd son eau de cristallisation.

Composition. Ce sulfure est formé de 1 atome de soufre uni à 1 atome de sodium. Sa formule = N S.

Caractères distinctifs. La solution de ce sulfure se comporte avec les acides, le chlore et les sels métalliques comme celle du protosulfure de potassium. On la distingue de celle-ci en ce qu'après avoir été décomposée par la solution de chlore, elle donne du chlorure de sodium qui ne fournit aucun précipité, ni avec la solution d'acide tartrique, ni avec celle du bichlorure de platine.

Usages. Cette solution de protosulfure de sodium a été désignée autrefois sous le nom d'*hydrosulfate de soude*, on la connaît encore sous celui de *sulfhydrate de soude.* Son emploi comme réactif, pour distinguer et précipiter certains oxides métalliques de leurs dissolutions, est le même que celui du protosulfure de potassium.

Sulfure de zinc. (*Sulfure zincique*, Berz.) On trouve ce composé abondamment dans le règne minéral. Il constitue cette espèce que les minéralogistes ont distinguée sous le nom de *blende.* Ce sulfure naturel varie par sa couleur et son aspect ; il est d'une couleur jaune soufré, brun ou noirâtre, suivant les sulfures avec lesquels il est mêlé ; sa cassure est lamelleuse, fibreuse ou grenue. Sa densité varie de 3,77 à 4,078.

Propriétés. Le sulfure de zinc artificiel et à l'état de pureté, est pulvérulent et blanc-jaunâtre ; il est infusible, mais il s'agglutine à une température élevée sans se décomposer. Chauffé au contact de l'air, il se brûle en donnant de l'acide sulfureux et de l'oxide de zinc pur.

Composition. Il est formé de :

Soufre.....	33,3	1 atome.
Zinc	66,7	1 atome.
	100,0	

Sa formule = Zn, S.

Caractères distinctifs. 1° Calciné seul au chalumeau il exhale avec l'odeur d'acide sulfureux une fumée blanche qui forme un dépôt annulaire d'oxide de zinc sur les parties environnantes.

2° Mêlé à un peu de soude et chauffé fortement, le métal est réduit : on le voit brûler avec une flamme blanche avec production d'oxide qui se dépose sur le charbon.

3° Les acides sulfurique et hydrochlorique étendus d'eau ne l'attaquent que difficilement avec dégagement de gaz hydrosulfurique.

4° L'acide nitrique et l'eau régale le dissolvent en en séparant une portion de soufre et transformant l'autre en acide sulfurique. La dissolution de la blende dans ces acides présente, avec les réactifs, tous les caractères des sels à base d'oxide de zinc.

T.

TACHES DE SANG. Les médecins, les pharmaciens et les chimistes sont souvent requis par les tribunaux pour déterminer si des taches que l'on remarque sur des instruments en fer ou en acier, ou sur des étoffes, sont produites par du sang. Les moyens simples et qui sont convenables dans cet sortes d'expériences, pour résoudre affirmativement la question proposée, ont été rapportés dans divers Mémoires publiés par MM. Orfila, Lassaigne et Chevallier. C'est de leurs travaux que nous extrayons ce qui suit :

Taches de sang desséchées sur l'acier et le fer.

La couleur de ces taches varie suivant l'épaisseur de la couche sanguine : elle est d'un rouge clair lorsqu'elle est petite, et d'un brun foncé si elle est plus grande. En exposant à une température de + 25 à + 30° les parties de la

lame où se trouve cette couche de sang, celui-ci se soulève par écailles et laisse le métal assez brillant.

Caractères distinctifs. 1° Si l'on chauffe une portion de ces écailles dans un petit tube de verre fermé par un bout, elle se boursoufle, noircit et exhale une fumée d'une odeur de corne brûlée, qui ramène au bleu le papier de tournesol rougi, et laisse dégager des gouttelettes d'huile empyreumatique sur les parois du tube.

2° Plongées dans une petite quantité d'eau distillée froide, ces écailles se dissolvent peu à peu en colorant l'eau en rouge. Si l'on plonge la lame recouverte de taches dans le même liquide, on aperçoit des stries rougeâtres qui tombent au fond du liquide et le colorent peu à peu en rouge, tout à fait semblable à de l'eau teinte par quelques gouttes de sang.

3° La solution aqueuse des taches de sang, partagée en plusieurs parties pour l'essayer, présente les propriétés suivantes : A, soumise à l'action de la chaleur, elle se trouble, devient opaline et se coagule en flocons gris-rougeâtres; B, la solution de chlore, employée en petite quantité, la verdit sans la précipiter : si on en ajoute davantage, il la décolore sans lui faire perdre sa transparence, mais bientôt après il la rend opaline et y produit un dépôt blanchâtre floconneux; C, l'acide nitrique y occasionne un précipité blanc-grisâtre, en la décolorant presque; D, l'infusion de noix de galles y détermine un précipité de la même nuance que celle de la liqueur; E, l'ammoniaque et la potasse caustique ne changent pas sensiblement sa couleur primitive, ce qui peut faire distinguer immédiatement la couleur du sang dissoute dans l'eau de plusieurs couleurs végétales qui passent au bleu par le contact de ces alcalis.

On avait avancé qu'il était possible de reconnaître, à l'aide du microscope, non seulement les taches anciennes

du sang à la forme des globules de ce liquide, mais qu'on pouvait en outre distinguer le sang des différentes classes d'animaux. M. Orfila, dans un Mémoire imprimé en 1827 (*Journal de chimie médicale*, t. III), a établi, par une suite d'expériences intéressantes, qu'il était impossible de constater si les gouttes de sang déposées sur une étoffe ou un tissu appartenaient à des mammifères ou à des oiseaux, puisque la forme des globules examinés présentait trop de variations pour prononcer avec certitude. C'est donc avec raison qu'il préfère la démonstration des caractères chimiques de ces taches pour s'assurer si elles sont formées par le sang.

Certaines taches produites sur le fer ou l'acier par le jus de citron, ou un autre suc acide de fruit, peuvent simuler par leur couleur, les taches formées par le sang, et être confondues à la vue avec celles-ci, car elles se détachent aussi en écailles des métaux sur lesquelles elles se sont formées.

On les distingue facilement en chauffant une portion de ces écailles dans un petit tube de verre, elles fournissent un produit volatil acide qui rougit en peu de temps le papier bleu de tournesol placé à la partie supérieure; d'un autre côté en mettant quelques unes de ces écailles avec une petite quantité d'acide hydrochlorique pur, elles se dissolvent aussitôt en donnant une liqueur jaune qui se comporte avec les réactifs comme une dissolution de fer. L'eau pure les dissout aussi en se colorant en jaune.

Taches de sang sur les étoffes. La méthode que nous avons exposée plus haut pour déterminer la nature de ces mêmes taches sur le fer ou l'acier, peut être appliquée avec avantage dans cette circonstance. On coupe le morceau de l'étoffe tachée en rouge-brun, et on le plonge dans une petite quantité d'eau froide qui se colore en dissolvant *l'hémachroïne*, *l'albumine* et *les sels alcalins* qui existent dans le sang. Au bout de quelques heures de contact on

retire le morceau d'étoffe sur lequel on trouve à la place de la tache une matière molle, blanchâtre, ou légèrement rosée, qui n'est autre chose que la fibrine du sang. La solution aqueuse se comporte avec la chaleur, les acides, le chlore et les autres réactifs, comme celle obtenue avec les taches de sang faites sur le fer. (*Voyez* plus haut.)

Taches de rouille pure, et de rouille mêlée de sang. La rouille de fer qui n'est qu'un hydrate de peroxide de fer, chauffée dans un petit tube, donne de l'eau et un peu d'ammoniaque *sans huile empyreumatique, ni odeur de corne brûlée*, tandis que la rouille produite par le sang laisse dégager, quand on la chauffe, de l'huile empyreumatique.

En traitant par l'eau distillée la rouille pure, elle se délaye sans se dissoudre et la liqueur filtrée est incolore, la rouille occasionnée par le sang traitée de la même manière fournit une liqueur colorée en rouge qui présente tous les caractères d'une faible solution des principes solubles du sang.

Taches de sperme. Sous le point de vue médico-légal, l devient surtout important de décider si des taches existant sur du linge, sont formées par du sperme, de la graisse ou par la matière d'un écoulement blennorhagique et celle de la leucorrhée, etc. de manière à pouvoir éclairer certaines questions relatives à la *défloration* et au *viol*.

1° Le linge taché par la liqueur séminale desséchée à une couleur légèrement jaunâtre ou grisâtre, peu apparente, que l'on aperçoit mieux en plaçant la tache entre l'œil et la lumière. Pressé entre les doigts, il est rude et résiste comme s'il eût été empesé; il est inodore, mais lorsqu'on l'humecte il ne tarde pas à sentir l'odeur du sperme frais.

2° Approché du feu, ce linge taché prend une teinte *d'un jaune fauve*, ce qui n'arrive pas avec les autres liquides animaux.

3° Placé dans l'eau distillée le sperme qui s'y trouve s'y

dissout peu à peu en lui communiquant de la viscosité et une odeur fade spermatique. Le liquide qui en résulte est blanc-laiteux, il donne à la distillation au bain-marie un produit insipide, transparent, d'une odeur spermatique excessivement prononcée, sans action sur les papiers rouge et bleu du tournesol, et qui ne se trouble ni par le chlore, ni par l'acide nitrique, ni par le sublimé corosif, mais qui donne un léger précipité blanc par le sous-acétate de plomb.

Le résidu de la distillation, évaporé à une douce chaleur dans une capsule, est visqueux comme de la gomme et est alcalin. Desséché il laisse une matière demi-transparente, de couleur fauve et semblable à du mucilage. Repris par l'eau froide, ce résidu se partage en deux parties, l'une *glutineuse*, d'un gris jaunâtre, adhérente aux doigts comme de la glu, insoluble dans l'eau et soluble dans la potasse, l'autre soluble dans l'eau donne un précipité blanc floconneux par *le chlore, l'alcool, l'acétate et le sous-acétate de plomb, le deutochlorure de mercure*; enfin l'acide nitrique ne la trouble point, tandis que l'infusion de noix de galles y détermine un précipité blanc-grisâtre. Tels sont les effets que produit le sperme, d'après les expériences de M. Orfila : ils ne permettent pas de confondre ce liquide avec la matière des divers écoulements morbides dont la solution est troublée et précipitée par l'acide nitrique, et qui d'ailleurs ne possède point l'odeur si caractéristique de la liqueur séminale due à un principe volatil qu'on retire facilement de la solution aqueuse en la distillant au bain-marie.

Cette propriété particulière au sperme, d'après M. Orfila, est utile à constater dans les expériences médico-légales, lorsqu'il s'agit de le reconnaître.

La présence des *zoospermes*, ou animalcules, dans la liqueur séminale, peut encore servir à distinguer cette

liqueur à l'aide du microscope, d'après MM. Bayard et Devergie. Ce dernier a annoncé à l'Académie royale de médecine qu'il avait pu constater que ces animalcules existaient dans des taches de sperme existant *depuis dix mois* sur un linge. M. Chevallier, dans la séance du 22 janvier 1839, a signalé le même fait et a ajouté qu'on trouvait aussi dans cette liqueur des acarus. Si la présence de ces animalcules est confirmée, elle ajoutera un nouveau caractère du sperme dans les expertises médico-légales.

TANNIN. Principe immédiat des végétaux qui joue le rôle d'acide et qui est distingué aujourd'hui sous le nom d'acide tannique. (Voyez ce mot.)

TANTALATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide tantalique avec les oxides métalliques. Plusieurs espèces de ce genre se trouvent, mais rarement, dans la nature.

Les tantalates sont tous insolubles à l'exception de ceux à base de potasse et de soude, dont les solutions sont décomposées par les acides minéraux. Le précipité d'acide tantalique hydraté mis en contact avec une solution de cyanure de fer et de potassium prend une teinte jaune-orang.

TANTALE. Métal découvert dans un minéral venant d'Amérique et qui avait été désigné d'abord sous le nom de *colombium*, en l'honneur de Christophe Colomb, qui découvrit ce continent. Ce métal particulier, encore rare, a été trouvé dans plusieurs minéraux de Suède qu'on avait confondus avec des minerais d'étain. Il y existe à l'état de combinaison avec l'oxigène, et uni soit aux oxides de zirconium, de cérium, de fer et de manganèse, et forme des composés qu'on connaît sous le nom de *tantalates*.

Propriétés. Le tantale n'a encore été obtenu qu'en masse compacte infusible, d'un gris de fer, qui prend de l'éclat

par le frottement. Chauffé au contact de l'air, il brûle avec éclat, et se convertit en une poudre blanche qui est de l'acide tantalique.

Caractères distinctifs. 1° Ce métal est inattaquable par les acides nitrique, sulfurique, et hydrochlorique, il n'y a que l'acide hydrofluorique et surtout l'acide nitro-hydrofluorique qui le dissolvent rapidement.

2° Les dissolutions acides du tantale précipitent en blanc par les alcalis, les carbonates et les hydrosulfates; ces précipités sont des hydrates d'acide tantalique; le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité jaune; l'infusion de noix de galles y détermine un précipité orangé; le fer et le zinc ne les réduisent point.

3° Calciné avec les alcalis caustiques, il est transformé en acide tantalique que l'on sépare ensuite de ces bases par les acides à l'état d'hydrate blanc.

TARTRATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide tartrique avec les oxides. Quelques espèces de ce genre se rencontrent dans la nature.

Les tartrates peuvent exister à l'état neutre ou de bi-sels; c'est à ces derniers qu'on donne le nom de *bitartrates.* Dans les premiers le rapport de l'oxigène de la base est à celui de l'acide : : 1 : 5; dans les seconds : : 1 : 10.

La plupart des tartrates neutres sont insolubles dans l'eau à l'exception de ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de fer, etc., etc. Ils peuvent s'unir entre eux pour constituer des *tartrates doubles* qui sont généralement solubles.

Caractères distinctifs. 1° Projetés sur les charbons ardents, les tartrates se boursouflent, noircissent en répandant une fumée d'une odeur particulière, analogue à celle du caramel.

2° Traités par l'acide sulfurique concentré, ils n'exhalent aucune odeur.

3° Leur solution aqueuse n'est point précipitée par la solution de sulfate de chaux, mais l'acétate de plomb y produit un précipité blanc abondant duquel on peut séparer, par les moyens usités, l'acide tartrique pour le reconnaître à ses principaux caractères physiques et chimiques.

Bi-Tartrate de potasse. (*Bitartrate potassique*, Berz.) C'est ce sel qui, mêlé au tartrate de chaux et à de la matière colorante et à de la lie, constitue le tartre qui se dépose des différents vins. Après avoir été purifié; il est connu sous le nom de *crême de tartre.*

Propriétés. Le bitartrate de potasse du commerce se présente cristallisé en petits prismes blancs triangulaires, terminés par des sommets dièdres; il possède une saveur acidule moins prononcée que celle du sel d'oseille. L'air ne lui fait éprouver aucune altération. L'eau à + 15 en dissout 15/1000; à + 100, elle en dissout 140/1000. L'alcool est sans action sur ce sel.

Composition. Ce bitartrate cristallisé contient 4,76 pour cent d'eau ou 1 atome; anhydre il est formé de :

Acide tartrique.	78,85	2 atomes.
Potasse	26,15	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $\dot{K}\ \overline{T}^2$.

Caractères distinctifs. 1° Projeté sur les charbons ardents le bitartrate de potasse se boursoufle, noircit en répandant une fumée abondante et piquante, d'une forte odeur de caramel.

2° Calciné sur une lame de platine, il laisse un charbon léger alcalin, contenant du carbonate de potasse.

3° Dissous dans l'eau bouillante, il forme une solution qui rougit la teinture de tournesol et précipite en flocons

blancs les solutions de chaux et de barite, ces précipités sont redissous avec facilité par les acides nitrique et hydrochlorique; l'acétate de plomb y produit un précipité blanc floconneux très abondant, le bichlorure de platine y détermine un précipité jaune orangé; les sels calcaires dissous dans l'eau n'exercent aucune action sur cette solution.

4° Le bitartrate de potasse, pulvérisé et délayé dans un peu d'eau froide est rendu soluble dans ce liquide par une petite quantité de potasse caustique qui le transforme en tartrate neutre, l'addition d'un acide le décompose en le convertissant en bitartrate peu soluble, qui se précipite en petits grains blancs cristalins.

Falsifications. Le bitartrate de potasse pulvérisé est quelquefois mélangé avec de la *craie*, du *sable* et de *l'argile.* On reconnaît facilement la première fraude à l'effervescence que ce sel produit quand on le traite par un acide: les deux autres substances étant insolubles dans l'eau se séparent soit en dissolvant le sel dans l'eau bouillante, soit en le traitant par une solution faible de potasse.

Usages. Ce sel est employé dans les essais docimastiques comme réductif et fondant, on le mêle avec les substances oxidées qu'on veut réduire, ou on le calcine préalablement afin d'éviter le boursouflement qui accompagne toujours la décomposition de l'acide tartrique: ainsi calciné, il est formé de *charbon*, de *carbonate de potasse* et d'une petite quantité de carbonate de chaux, provenant du tartrate de chaux que contient toujours la crème de tartre du commerce. Ce résidu de la calcination de la crême de tartre forme, d'après M. Berthier, les 0, 28 du poids de ce sel et contient 0, 09 de charbon 0, 06 de carbonate de chaux, et 0, 25 de carbonate de potasse.

Tartro-borate de potasse. (*Tartrate borico-potassique*, Berz.) Sous ces divers noms on désigne le composé de bitartrate de potasse et d'acide borique qu'on connaît en

médecine sous le nom de *crème de tartre soluble*. Ce composé est regardé aujourd'hui comme un sel double de tartrate de potasse et de tartrate d'acide borique, dans lequel l'acide borique jouerait le rôle de base salifiable. On le forme en évaporant à siccité une solution aqueuse de 4 parties de crème de tartre et 1 partie d'acide borique cristallisé.

Propriétés. Le tartro-borate de potasse est préparé et débité sous forme d'une poudre blanche d'une saveur acide qui n'est pas désagréable ; il est inaltérable à l'air, soluble dans deux fois environ son poids d'eau froide ; sa solution concentrée est incristallisable, elle se prend par le refroidissement en une gelée d'un blanc bleuâtre.

Caractères distinctifs. 1° La crème de tartre soluble se décompose sur les charbons comme la crème de tartre ordinaire, en se boursouflant et en exhalant une odeur de caramel.

2° L'eau froide la dissout très facilement, et cette solution se comporte avec les réactifs comme celle du bitartrate simple.

3° Broyée à froid avec un peu d'acide sulfurique et délayée ensuite dans de l'alcool, elle donne à la flamme de ce liquide une teinte verte qui décèle la présence de l'acide borique.

Falsifications. La crème de tartre soluble qu'on trouve dans le commerce, est souvent mélangée avec du bitartrate de potasse dont on reconnaît la présence en la dissolvant dans l'eau froide. Quelquefois même on débite sous le nom de crème de tartre soluble un simple mélange de bitartrate de potasse et d'acide borique non combinés. Ce mélange traité par l'alcool froid laisse dissoudre de l'acide borique, tandis que l'alcool est sans action sur le tartrate borico-potassique.

TARTRATE DE POTASSE. (*Tartrate potassique*, Berz.)

Ce sel est connu en pharmacie sous le nom de *sel végétal*,

on le prépare en saturant une solution chaude de carbonate de potasse par du bitartrate de potasse pulvérisé.

Propriétés. Le tartrate de potasse est difficile à obtenir cristallisé, il se présente en cristaux blancs, transparents, ayant la forme de prismes rectangulaires à quatre pans, terminés par des sommets d'ièdres; il a une saveur amère. Exposé à l'air il en attire un peu l'humidité; chauffé il fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle et se décompose ensuite à la manière des autres tartrates; l'eau en dissout 1/4 de son poids à + 15°.

Caractères distinctifs. 1° Ce sel se comporte au feu comme les autres tartrates en laissant un charbon mêlé de carbonate de potasse.

2° Sa solution aqueuse est neutre aux papiers réactifs, tous les acides minéraux y forment un précipité blanc cristallin de bitartrate de potasse, l'acide tartrique produit un précipité de la même nature et le bichlorure de platine un précipité jaune-orangé.

Tartrate de potasse et d'antimoine. (*Tartrate antimonico-potassique*, Berz.) Ce sel double est connu ordinairement sous les noms de *tartre stibié* ou *d'émétique.*

On le forme en saturant à chaud le bitartrate de potasse, par le verre d'antimoine pulvérisé, l'oxichlorure d'entimoine ou le sous-sulfate du même métal.

Propriétés. Le tartrate de potasse et d'antimoine se présente cristallisé en octaèdres transparents. Sa saveur est âcre et nauséabonde; exposé à l'air il s'effleurit peu à peu et devient opaque à sa surface. L'eau à + 15°, en dissout en 1/14 de son poids, et l'eau bouillante à peu de chose près la moitié de son poids.

Composition. A l'état de cristallisation le tartrate de po-

tasse et d'antimoine contient deux atomes d'eau; il est formé de :

Acide tartrique.......	38,61	2 atomes.
Potasse.............	13,26	1 atome.
Protoxide d'antimoine.	42,99	1 atome.
Eau................	5,14	2 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dot{K}\bar{T} + \dddot{Sb}\,\bar{T} + 2\dot{H}$.

Caractères distinctifs. 1° Mis en contact avec les charbons ardents, l'émétique pulvérisé décrépite un peu, noircit en exhalant l'odeur du tartre brûlé, et laisse un résidu noir pulvérulent.

2° Sa solution aqueuse concentrée est troublée par les solutions de potasse, d'ammoniaque, de chaux et de barite; les carbonates alcalins la troublent aussi au bout de quelque temps. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique y déterminent des précipités blancs; le cyanure de fer et de potassium ne la précipite point, mais l'acide hydrosulfurique et la solution de protosulfure de potassium y occasionnent un précipité jaune-orangé, enfin l'infusion de noix de galles et les décoctions astringentes y produisent un précipité abondant blanc jaunâtre.

3° Calciné dans un creuset fermé, l'émétique donne un résidu noir, pyrophorique, formé de charbon et d'un alliage d'antimoine et de potassium qui se décompose dans l'eau avec dégagement d'hydrogène, en fournissant de la potasse qui se dissout et un résidu de charbon et d'antimoine métallique.

Mélange d'émétique et de crême de tartre. La pureté de l'émétique étant susceptible de varier suivant les procédés suivis pour sa préparation, il était important de trouver un moyen simple et prompt pour la constater sans soumettre ce mélange à une analyse rigoureuse.

M. Henry père, dans un mémoire sur l'émétique, publié en 1826, a reconnu que la solution d'émétique pur ne précipitait point par l'acétate acide de plomb, tandis que celui qui était mêlé de crème de tartre formait un précipité blanc par ce sel acide. Ce réactif doit être composé de 32 parties d'eau distillée, 8 parties d'acétate de plomb cristallisé et 15 parties d'acide acétique pur à 9 degrés. Préparé suivant ces proportions, il peut démontrer, d'après M. Henry père, 1 200 de crème de tartre; mais il ne faut pas se hâter de prononcer. On doit attendre que la réaction ait lieu d'une manière bien marquée.

Considérations médico-légales sur l'empoisonnement par l'émétique. La propriété dont jouit ce sel double d'être décomposé facilement par les matières animales et les tissus organiques, doit dans les recherches médico-légales sur l'empoisonnement par ce sel, le faire rechercher dans ces matières solides, après avoir toutefois soumis à un examen rigoureux les parties liquides préalablement filtrées. Des expériences directes, entreprises par MM. Orfila et Lesueur, il résulte 1° que le tartre stibié, mêlé à des matières animales dissoutes, se décompose au bout de quelques jours, de manière à ce que l'acide tartrique soit détruit, et l'oxide d'antimoine précipité; 2° qu'il est alors impossible de démontrer sa présence en traitant la liqueur par les réactifs, mais que l'on peut retirer par la calcination des matières solides, desséchées, de l'antimoine métallique, même au bout de plusieurs mois. (*Traité des exhumations juridiques*, tome 2, page 295.)

Tartrate de potasse et de fer. (*Tartrate ferrico-potassique*, Berz.) Ce sel double se prépare en faisant bouillir au contact de l'air un mélange de limaille de fer et de bitartrate de potasse et évaporant la solution. Il forme la base des médicaments désignés sous les noms de *boules de Nanci*, de *tartre martial soluble*, de *tartre chalybé*, et de *teinture de mars tartarisée*.

Propriétés. Le tartrate de potasse et de peroxide de fer se présente en une masse jaune-brunâtre, incristallisable, d'une saveur un peu salée et astringente. Il est très soluble dans l'eau et dans l'alcool qu'il colore en jaune-brun.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé sur une lame de platine ce sel fond, se boursoufle beaucoup en noircissant et exhalant une odeur du tartre brûlé. Le charbon calciné au rouge laisse une cendre rougeâtre alcaline, en partie soluble dans l'eau.

2° Sa solution aqueuse n'est point précipitée ni par les alcalis ni par leurs carbonates. Le cyanure de fer et de potassium n'y apporte aucun changement, mais en ajoutant un acide au mélange il prend immédiatement une belle couleur bleue foncée, l'hydrosulfate de potasse y détermine une teinte vert bouteille, et l'infusion de noix de galle une belle teinte violette.

TARTRATE DE POTASSE ET DE SOUDE. (*Tartrate potassico-sodique*, Berz.) On le connaît en médecine sous les noms de *sel de Seignette*, *sel de la Rochelle*. Il se prépare en saturant à chaud une solution de carbonate de soude par le bitartrate de potasse pulvérisé.

Propriétés. Ce tartrate double est en gros prismes transparents, à huit ou dix pans inégaux, coupés ou tronqués ordinairement dans la direction de leur axe. Sa saveur est salée et amère. Exposé à l'air il s'effleurit un peu à sa surface et devient opaque. L'eau le dissout avec facilité.

Composition. Ce sel double cristallisé est formé de :

Tartrate de potasse...	37,67	1 atome.
Tartrate de soude.....	32,45	1 atome.
Eau................	29,88	10 atomes.
	100,00	

Sa formule = $(\dot{K}\overline{T} + \dot{N}\overline{T} + 10\dot{H})$.

Caractères distinctifs. 1° Ce tartrate double se comporte au feu comme le tartrate simple de potasse.

2° Sa solution aqueuse est précipitée par les acides qui transforment le tartrate de potasse en bitartrate peu soluble. Le bichlorure de platine produit dans cette solution concentrée un précipité jaune orangé, indiquant la potasse; quant à la présence de la soude, aucun réactif connu ne peut la faire constater directement. Pour la reconnaître il est nécessaire de décomposer par le calorique une partie du tartrate double, de laver la cendre afin de dissoudre les deux carbonates formés et de saturer leur solution par l'acide sulfurique. La liqueur étant concentrée laisse cristalliser d'abord le sulfate de potasse, tandis que le sulfate de soude plus soluble reste dans l'eau mère et peut en être obtenu par une nouvelle évaporation.

TARTRE. Nom sous lequel on connaît vulgairement le bitartrate de potasse impur tel qu'il se sépare sur les douves des tonneaux qui renferment les vins.

Tartre blanc, tartre rouge. On connaît sous ces dénominations le tartre qui se dépose des vins blancs ou rouges; ces derniers contiennent un peu de la matière colorante des vins qui s'est précipitée.

TEINTURES. Sous ce nom on désigne dans les laboratoires de chimie des solutions aqueuses ou alcooliques de certains principes colorants organiques qui, par les changements qu'ils éprouvent dans leur contact avec les acides ou les alcalis, servent à caractériser les uns et les autres.

La teinture la plus employée à cet effet est *celle de tournesol*, qui de bleu-violet devient rouge par l'action des acides et reprend sa couleur primitive en présence des alcalis ou bases salifiables.

Plusieurs autres teintures peuvent être mises en usage, telles sont la *teinture de curcuma* et *celle du chou violet.* Enfin la matière colorante bleue des violettes, employée sous

forme de sirop préparé avec l'infusion de ces fleurs fraîches, sert aussi par les couleurs rouge et verte qu'elle prend dans son contact avec les acides et les bases alcalines.

La teinture de curcuma, préparée en faisant infuser dans l'alcool de la racine *d'amomum curcuma*, est colorée en jaune foncé. Les acides concentrés lui font prendre une teinte rouge-brun, ceux qui sont affaiblis rendent la couleur jaune plus pâle, et les alcalis se comportent comme les acides concentrés en faisant virer sa couleur au rouge-brun. Ces mêmes effets, produits sur la couleur du curcuma par l'action de corps tout à fait différents par leurs propriétés, rend l'usage de cette teinture très incertaine comme réactif.

La teinture de *chou violet* qu'on forme en faisant macérer des feuilles incisées de ce végétal dans de l'alcool à 22°, présente une double réaction qui permet de distinguer immédiatement les acides des alcalis. Les premiers composés font rougir cette teinture et les seconds la verdissent.

L'action décomposante de la lumière sur ces différents principes colorants dissous doit faire éloigner leurs solutions, pour les conserver, de l'atteinte de la lumière solaire.

Les teintures dont nous avons indiqué les propriétés et les usages comme réactifs servent aussi dans ce but pour colorer la surface du papier blanc qu'on emploie dans beaucoup de circonstances. (Voyez *papiers-réactifs*.)

TELLURE. Ce métal rare n'a encore été rencontré que dans quelques mines d'or de Transylvanie, en combinaison avec l'or et l'argent et souvent avec le cuivre et le plomb. On le sépare de ces métaux par la voie humide.

Propriétés. Le tellure à l'état de pureté est d'un blanc argentin très brillant; il est cassant et présente une texture lamelleuse; sa densité est de 6,137. Chauffé, il fond à une

température voisine du rouge obscur, et se volatilise à une température élevée.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé vivement au chalumeau, le tellure pur ne tarde pas à fondre et à s'enflammer en brûlant avec une vive flamme bleue un peu verdâtre sur les bords, en même temps il répand une fumée blanche d'une légère odeur acidule.

2° Calciné dans le tube ouvert, il s'oxide en produisant une grande quantité de fumée qui se dépose en poussière blanche sur les parois du tube, et peut se fondre en gouttes limpides et incolores.

3° L'acide nitrique le dissout à une douce chaleur, et la dissolution incolore qui en résulte est incolore; elle forme avec la potasse un précipité blanc soluble dans un excès de cet alcali, avec l'acide hydrosulfurique un précipité noir; l'infusion de noix de galles y détermine un précipité jaune isabelle; enfin une lame de zinc en sépare le tellure à l'état métallique sous forme de poudre très divisée.

TELLURIDES ET TELLURURES. Sous cette dénomination M. Berzélius désigne les combinaisons du tellure avec les autres métaux, combinaisons qui, sous plusieurs rapports, se rapprochent des sulfures et séléniures par leur composition et leurs propriétés chimiques, ainsi, le tellurure de potassium correspondant au sulfure de potassium, se dissout dans l'eau et éprouve de la part de l'air et des acides des altérations semblables à celles que présente ce sulfure.

THORINE. Nom sous lequel on désigne l'oxide de thorium. Cet oxide, qui se rapproche des oxides d'aluminium et de glucinium, se trouve à l'état de silicate dans un minerai de la Norwège.

Propriétés. La thorine est blanche, insipide, insoluble dans l'eau et très dure; elle forme avec celle-ci un hydrate gélatineux qui, en se desséchant à l'air, absorbe l'acide

carbonique. Les acides la dissolvent facilement à l'état d'hydrate, en formant des combinaisons d'une saveur styptique; après sa calcination elle devient insoluble dans les acides.

Composition. Cet oxide hydraté contient 11,75 pour 100 d'eau, ou 1 atome : anhydre il est formé de :

Thorium........	88,16	ou 1 atome.
Oxigène	11,84	1 atome.
	100,00	

Sa formule = Th, O.

Caractères distinctifs. 1° La thorine est facile à distinguer des oxides terreux avec lesquels on peut la confondre en ce que sa dissolution dans l'acide sulfurique se trouble par l'ébullition et reprend sa transparence quand on ajoute de l'eau froide.

2° La solution de potasse y produit un précipité blanc gélatineux, insoluble dans un excès de potasse.

3° Les carbonates alcalins précipitent les dissolutions de thorine et leur précipité est redissous dans leur solution concentrée.

4° Le cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc gélatineux.

THORIUM. Métal particulier qui est le radical de la thorine. On ne l'a encore obtenu qu'en décomposant le chlorure de thorium anhydre par le potassium.

Propriétés. Le thorium se présente sous forme d'une poudre pesante, d'un gris foncé qui prend de l'éclat métallique par le frottement. Il est inaltérable à l'air à la température ordinaire; mais s'oxide en brûlant à une chaleur rouge et se convertit en oxide blanc de thorine; l'eau froide et l'eau chaude sont sans action sur lui.

Caractères distinctifs. 1° Traité par les acides, le thorium

se dissout en s'oxidant soit aux dépens de l'eau ou de l'acide.

2° Ses dissolutions se comportent avec les réactifs comme celles de l'oxide thorium ou thorine. (*Voyez* plus haut.)

TITANATES. Sels résultant de la combinaison de l'acide titanique avec les bases. Quelques espèces de ce genre se rencontrent dans la nature.

Les titanates à base de potasse et de soude sont décomposés par l'eau en titanates acides insolubles et en titanates basiques solubles.

Les titanates acides et hydratés se dissolvent complètement dans l'acide hydrochlorique; mais quand ils ont été desséchés ils ne sont qu'en partie attaqués. Ces dissolutions présentent tous les caractères des sels de peroxide de titane. (*Voyez* plus bas les caractères du titane dissous dans les acides.)

TITANE. Ce métal particulier a été d'abord découvert dans deux minéraux désignés sous le nom de *ménakanite* et *schrol rouge* par les minéralogistes. Sa présence a été constatée dans d'autres espèces minérales.

Propriétés. Le titane en masse a une couleur rouge de cuivre tirant sur le jaune; il est très éclatant, très dur et cassant. Sa densité est de 5,300; il est infusible au feu des meilleures forges : sous cet état il est inattaquable par tous les acides simples; il n'y a que l'acide nitro-hydrofluorique qui en opère bien la dissolution. Ce métal, obtenu par la décomposition de son chlorure par le sodium, se présente en poudre noire ou bleu d'indigo, qui devient rouge et prend de l'éclat par le frottement : sous cet état il se dissout dans l'eau régale et même dans l'acide nitrique.

Caractères distinctifs. 1° Le titane, dissous dans l'acide nitrique ou dans l'eau régale, forme des dissolutions inco-

lores, qui deviennent laiteuses en les étendant d'eau et en les faisant bouillir.

2° Les solutions alcalines y forment un précipité blanc; l'infusion de noix de galles y occasionne un précipité orangé; les oxalates y déterminent un précipité blanc gélatineux.

TOURNESOL. Dans le commerce on désigne sous ce nom le principe colorant extrait par la fermentation du *roccella tinctoria* mis en contact avec l'urine et un peu de chaux. Ce produit, dont la couleur est alors modifiée par la présence de l'alcali, se rencontre ordinairement moulé sous forme de petits parallélipipèdes d'une couleur bleue plus ou moins foncée. On le connaît alors sous le nom de *tournesol en pain*, pour le distinguer d'une autre préparation tinctoriale qu'on appelle *tournesol en drapeau*. Cette dernière préparation s'obtient en trempant des chiffons de toile dans le suc du *croton tinctorium*, et les laissant exposés à la vapeur ammoniacale de l'urine putréfiée, pour leur communiquer une couleur bleue.

La matière colorante du tournesol est soluble dans l'eau et dans l'alcool, auxquels elle donne en masse une teinte pourpre, qui paraît d'un bleu pur quand ces liquides sont affaiblis. Tous les acides font passer la couleur bleue de cette solution au rouge, et les alcalis la ramènent à sa couleur bleue primitive.

Cette action des acides et des alcalis sur la solution aqueuse du tournesol rend cette teinture très sensible pour accuser la présence des uns et des autres dans les diverses expériences chimiques et les opérations manufacturières.

Usages. Le tournesol est employé dans les laboratoires en infusion ou appliqué sur le papier. On rend ses effets plus sensibles en neutralisant d'abord, par de petites quantités d'acide hydrochlorique faible, l'alcali libre qui se trouve ordinairement en excès dans sa solution. Cette in-

fusion, neutralisée et concentrée, sert à la préparation du *papier dit de tournesol*, qu'on forme, comme nous l'avons déjà rapporté, soit en trempant du papier peu collé dans cette infusion, soit en appliquant, à l'aide d'un pinceau, sur l'une de ses surfaces, une couche aussi uniforme que possible de cette infusion. (Voyez *Papiers réactifs.*)

TUNGSTATES. Genre de sels formés par l'union de l'acide tungstique avec les oxides métalliques. On trouve dans la nature trois espèces à base de chaux, de peroxide de fer et de manganèse, et de protoxide de plomb.

Tous les tungstates sont insolubles, à l'exception de ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et de magnésie.

Caractères distinctifs. 1° La solution des tungstates est incolore et décomposée par tous les acides faibles, qui y produisent un précipité blanc formé d'acide tungstique hydraté, d'alcali et de l'acide précipitant : il n'y a que les acides phosphorique, oxalique, tartrique et citrique, qui n'y occasionnent pas de précipité.

2° L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates ne troublent pas leur solution.

3° Chauffée avec un excès d'acide hydrochlorique, la solution des tungstates fournit un précipité jaune d'acide tungstique anhydre.

4° Le cyanure de fer et de potassium n'y apporte aucun changement ; mais en présence d'un acide il se forme un précipité brun, soluble dans un excès d'eau.

5° L'infusion de noix galles y détermine un précipité jaune paille.

6° Enfin, le zinc et l'étain qu'on y plonge y font des précipités bleus d'oxide de tungstène, qui deviennent noirs en se réduisant à l'état métallique.

TUNGSTÈNE. Ce métal se rencontre dans plusieurs minéraux à l'état de combinaison avec l'oxigène ou à l'état

d'acide tungstique. C'est de la réduction de cet acide par l'hydrogène ou le carbone qu'on l'obtient dans les laboratoires.

Propriétés. Le tungstène n'a encore été obtenu que sous masse agglomérée, d'une couleur grise et ayant l'éclat du fer; il est très dur et aigre ; sa cassure est cristalline. Sa densité est de 17,22 à 17,60. Chauffé en contact avec l'air, il s'oxide en brûlant, et se transforme en oxide ou en acide.

U

ULMINE. Sous ce nom on a d'abord désigné une substance particulière trouvée dans une exsudation de l'écorce de l'orme, matière qui a été rencontrée dans d'autres produits végétaux, et qui se forme dans beaucoup de substances végétales sous l'influence de l'air, de l'humidité et des alcalis caustiques ou carbonatés. Elle fait partie constituante des tourbes, des lignites, du bois pourri et du terreau.

L'ulmine est regardée aujourd'hui comme un acide faible, organique, et rangé dans leur classe, sous le nom *d'acide ulmique.* M. Berzélius a proposé de désigner plus convenablement cet acide sous le nom d'acide géique de γης, *terre*, parce qu'il est un des principes les plus abondants du terreau.

La présence de l'acide ulmique ou géique peut être facilement constatée dans les divers produits qui en contiennent en les traitant par une solution faible de potasse caustique, qui dissout cet acide en se colorant en jaune-brun foncé. Cette dissolution saturée par l'acide sulfurique ou hydrochlorique laisse précipiter l'acide ulmique à l'état d'hydrate en flocons bruns.

Propriétés. L'acide ulmique anhydre se présente en petits fragments anguleux, d'un brun luisant presque noir.

Il est presque insoluble dans l'eau. A l'état d'hydrate, l'eau bouillante en dissout 1/1500 et se colore en jaune-brun. Les solutions de potasse, de soude et d'ammoniaque le dissolvent facilement en formant des dissolutions brunes qui sont incristallisables. Ces combinaisons, désignées sous le nom d'*ulmates*, sont décomposées par les acides et par un grand nombre de sels métalliques qui forment avec leur solution des précipités bruns.

Composition. Cet acide est formé d'après les expériences de M. Boullay fils, de :

Carbone...	57,64	30 atomes.
Hydrogène.	4,70	30 atomes.
Oxigène...	37,56	15 atomes.
	99,90	

Sa formule = $C^{30}\ H^{30}\ O^{15}$.

Usages. Cet acide, faisant partie des différents engrais végétaux et animaux, doit jouer un rôle important dans l'acte de la végétation.

URANATES. On donne ce nom aux composés insolubles que forme le deutoxide d'urane avec les bases alcalines. Ces composés sont jaunes lorsqu'ils sont hydratés, ils prennent une teinte jaune orangé ou briqueté par la calcination. Les acides les dissolvent en les transformant en sels de potasse et en sels de deutoxide d'urane.

URANE. Ce métal particulier et assez rare se rencontre dans la nature à l'état de protoxide anhydre, ou de deutoxide hydraté et combiné à l'acide phosphorique. On l'obtient facilement en réduisant l'un ou l'autre de ces oxides purs par l'hydrogène.

Propriétés. L'urane n'a pu encore être obtenu en masse fondue, il se présente ou en poudre brune, ou en petits cristaux octaédriques, cassants, d'une couleur gris-foncé, et ayant un éclat métallique. Sa densité n'a pu par consé-

quent être exactement déterminée. Ce métal se réduit en poudre rouge par la pulvérisation. Chauffé il brûle sans flamme et se convertit en oxide verdâtre.

Caractères distinctifs. 1° Calciné au chalumeau, il noircit en passant à l'état de protoxide; si on le mêle alors avec du borax, il se transforme par la fusion en un vert-jaune sombre qui devient vert sale au feu de réduction.

2° L'acide nitrique l'attaque facilement avec dégagement de deutoxide d'azote, la dissolution qui en résulte est jaune. L'eau régale le dissout aussi avec facilité en le transformant en perchlorure.

3° Les dissolutions de ce métal dans les acides précités sont d'un beau jaune quelquefois tirant un peu sur le vert; les alcalis y forment un précipité jaune insoluble dans un excès; les carbonates donnent un précipité jaune-citron soluble dans un excès de ces sels; l'acide hydrosulfurique n'a point d'action sur ces dissolutions, mais les hydrosulfates y produisent un précipité noir; enfin, le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité rouge de sang. Les arséniates solubles déterminent dans les dissolutions d'urane un précipité jaune pâle, et les arsenites un précipité d'un beau jaune.

URATES. Genre de sels produits par la combinaison de l'acide urique avec les bases ou les oxides métalliques. Quelques espèces de ce genre ont été rencontrées seulement dans le règne animal, savoir : l'*urate de soude*, l'*urate de chaux* et l'*urate d'ammoniaque.*

La plupart des urates neutres sont peu solubles dans l'eau froide, ils se présentent sous forme d'une matière blanche, pulvérulente et insipide; les sous-urates alcalins sont au contraire plus solubles, et le deviennent d'autant plus que l'alcali est en plus grand excès.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés, les urates formés par les alcalis fixes se charbonnent sans fondre, donnent du carbonate et de l'hydrocyanate d'ammoniaque, de l'huile

empyreumatique, et laissent pour résidu un cyanure alcalin mêlé de charbon ou un carbonate, suivant que la calcination a eu lieu avec ou sans le contact de l'air.

2° Dissous dans l'eau bouillante ou dans les solutions alcalines, ils sont décomposés par les acides qui y forment un précipité blanc floconneux d'acide urique, qui s'affaisse peu à peu, et se convertit en petites paillettes blanches et brillantes, peu solubles dans l'eau froide.

3° Chauffés avec de l'acide nitrique, ils sont dissous avec dégagement de gaz deutoxide d'azote, et la dissolution évaporée à siccité prend en se desséchant une belle couleur rouge d'œillet. (*Caractère distinctif de l'acide urique.*)

URÉE. Principe immédiat constituant de l'urine, et particulier à cette sécrétion; c'est à ce principe que l'urine doit une partie de ses caractères essentiels. On l'extrait en ajoutant de l'acide nitrique faible à de l'urine évaporée en consistance sirupeuse, elle se précipite à l'état de nitrate acide d'urée qui cristallise tout à coup.

Propriétés. L'urée pure se présente cristallisée en longs prismes à quatre pans, incolores, ou en aiguilles déliées, d'un aspect soyeux. Elle est inodore, d'une saveur fraîche et piquante, sans action sur les papiers réactifs. Exposé à l'air humide, elle tombe en déliquescence : sa densité est de 1,350, l'eau en dissout un poids égal au sien à + 15°: elle se dissout aussi dans l'alcool, mais en moins grande quantité.

Composition. D'après les diverses analyses de ce principe, on le regarde comme formé de :

Azote........	46,65	2 atomes.
Carbone.....	19,97	1 atome.
Hydrogène...	6,65	4 atomes.
Oxigène......	26,63	1 atome.
	100,00	

Sa formule = $Az^2 C^1 H^4 O^1$.

Caractères distinctifs. 1° Projetée sur les charbons ardents, l'urée fond immédiatement, se boursoufle en noircissant, et exhale une forte odeur ammoniacale en se décomposant.

2° Sa solution aqueuse n'a aucune action sur la teinture de tournesol, ni sur le sirop de violette. L'infusion de noix de galles ne la précipite point, mais l'acide nitrique y produit un précipité blanc, micacé, abondant de nitrate acide d'urée, peu soluble dans l'eau froide. L'acide oxalique versé dans une solution concentrée d'urée y forme aussi des cristaux lamelleux qui sont un oxalate acide.

3° Etendue d'eau et chauffée jusqu'à l'ébullition pendant quelque temps, l'urée se décompose en présence de l'eau et se convertit en carbonate d'ammoniaque qui se volatilise avec la vapeur d'eau.

UROBENZOATES. On désigne aujourd'hui sous ce nom les combinaisons de l'acide urobenzoïque avec les oxides métalliques, combinaisons qui ont été décrites sous le nom d'*hippurates*, par M. Liebig, auquel on en doit la découverte.

Quelques urobenzoates ont été rencontrées dans l'urine du cheval, du bœuf et des autres animaux herbivores. Ces sels sont pour la plupart solubles dans l'eau et cristallisables ; ils ont une saveur amère analogue à celle des sels de magnésie.

Caractères distinctifs. 1° Chauffés en vases clos, ils se décomposent en donnant de l'huile empyreumatique alcaline d'une odeur de foin.

2° Leur solution aqueuse est précipitée par les acides nitrique et hydrochlorique qui en séparent l'acide urobenzoïque sous forme de petites aiguilles blanches.

3° Les sels de peroxide de fer y produisent un précipité couleur de rouille ; le nitrate d'argent et le protonitrate de mercure y déterminent des précipités blancs floconneux, caséiformes.

V.

VANADATES. Genre de sels formés par la combinaison de l'acide vanadique avec les oxides métalliques.

Ces sels peuvent exister à différents états de saturation, savoir : à l'état de vanadates neutres, de bivanadates et de survanadates; les premiers sont incolores généralement, les seconds sont orangés, et les troisièmes ont une couleur rouge brun. Ils se rapprochent, par ces deux couleurs, de quelques bichrômates.

Caractères distinctifs. 1° Les vanadates alcalins neutres sont colorés en jaune ordinairement; mais ils perdent cette couleur lorsqu'on les chauffe à + 100° et qu'on élève la température de leur solution aqueuse. (Berz.)

2° Les vanadates à bases d'oxides terreux et métalliques sont colorés et ne perdent point leur couleur par l'action de la chaleur.

3° L'acide hydrochlorique mis en contact avec les vanadates neutres développe une couleur rouge, qui disparaît d'elle-même après une heure ou deux; mais la solution se colore de nouveau en rouge brun par l'évaporation.

4° L'infusion de noix de galles produit dans la solution des vanadates neutres une couleur bleue foncée analogue à celle de l'encre.

5° Les sels de barite, de chaux, de mercure et d'argent forment dans la solution des vanadates neutres des précipités jaunes plus ou moins foncés.

Un seul vanadate a été rencontré dans la nature, c'est le vanadate sesquibasique de plomb qui forme un minéral du Mexique qu'on a confondu pendant longtemps avec le sous-chrômate de plomb.

VANADITES. Sous ce nom on distingue les combinaisons

de l'oxide de vanadium avec les autres oxides métalliques électro-positifs. Ces sels ont été peu étudiés.

Caractères distinctifs. 1° Leur couleur est brune ; mais à l'air humide ils la perdent en se transformant en vanadates.

2° Mis en contact avec les acides, ils prennent immédiatement une couleur bleue en se transformant en sels doubles d'oxide de vanadium.

3° L'acide hydrosulfurique les décompose en y développant une couleur pourpre.

4° L'infusion de noix de galles les colore en bleu foncé ou noir.

VANADIUM. Métal nouvellement découvert dans certains minérais de fer de Jaberg en Suède, et qui se trouve surtout dans les scories d'affinage de la fonte obtenue de ces minerais.

Propriétés. Ce métal n'a encore été obtenu que sous forme d'une poudre noire, brillante au soleil, et qui prend l'éclat métallique sous le brunissoir. Sous cet état, il ressemble à l'argent poli, par sa couleur blanche. Il est très réfractaire au feu des forges ordinaires. On a pu seulement constater qu'il était bon conducteur de l'électricité.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au contact de l'air au-dessous de la chaleur rouge, il s'oxide en brûlant et se convertit en un oxide noir de vanadium. Cet oxide fondu avec du borax donne un verre coloré en vert comme le fait l'oxide de chrôme ; mais il en diffère en ce que la matière fondue exposée à la flamme oxidante prend une couleur jaune, ce qui n'arrive pas avec le verre coloré par l'oxide de chrôme.

2° L'acide nitrique et l'eau régale dissolvent à chaud le vanadium. Les dissolutions ont une belle couleur bleue, elles forment avec la potasse un précipité blanc grisâtre qui passe au brun et se redissout dans un excès de potasse.

Les hydrosulfates y déterminent la formation d'un précipité noir soluble dans un excès; le cyanure de fer et de potassium y occasionne un précipité jaune citron, et l'infusion de noix de galles les colore en un bleu-noir.

VERDET CRISTALLISÉ. Non technique de deutoacétate de cuivre cristallisé.

VERT DE GRIS. Nom sous lequel on connaît dans les arts et le commerce le sous deutoacétate de cuivre, ou acétate tribasique. (*Voyez* ce mot.)

VIN. Sous ce nom on désigne ordinairement la liqueur qui résulte de la fermentation du jus de raisin: par extension, ce nom a été donné à quelques autres liqueurs fermentées, préparées avec le jus d'autres fruits.

Les vins préparés avec les raisins sont blancs ou colorés en rouges, suivant leur mode de préparation. Leur composition est très variable à en juger d'après les différences qu'on remarque dans leur couleur et dans leur goût. Ils contiennent généralement 1° beaucoup d'eau, 2° une quantité variable d'alcool, qui les rend plus ou moins forts ou généreux, 3° une matière mucilagineuse extractiforme, 4° un principe colorant bleu qui est rougi par l'action des acides contenus dans les vins, 5° de l'acide acétique en petite quantité, 6° du bitartrate de potasse, 7° du tartrate de chaux, du chlorure de potassium et du sulfate de potasse en petite proportion, 8° enfin un principe volatil qui est la cause de leur *bouquet* particulier ou de leur arôme. Ce princide est un éther particulier qui a été découvert par MM. Liebig et Pelouze, et désigné par eux sous le nom d'*Ether œnanthique*.

Il faut ajouter aux principes énoncés ci-dessus que certains vins sucrés contiennent encore du sucre de raisin non décomposé, et quelques autres de l'acide tannique qui leur communique un goût astringent, enfin ceux qui sont

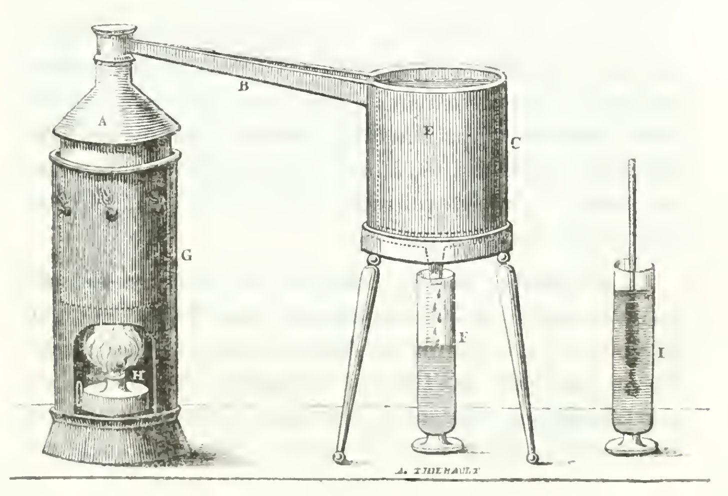
mousseux tiennent en solution une assez forte proportion de gaz acide carbonique.

Tous les principes du vin sont intimement mêlés entre eux, quelques uns peuvent être facilement séparés par des opérations simples, et mesurés exactement de manière à pouvoir établir leurs principales propriétés.

Détermination de la quantité absolue d'alcool contenue dans les vins, ou de leur richesse alcoolique.

Le meilleur moyen pour arriver à un résultat exact consiste à distiller une portion de vin, à comparer le volume de l'alcool obtenu avec celui du vin, en déterminant, au moyen de l'alcoomètre de M. Gay-Lussac, la quantité d'alcool anhydre que contient le produit de la distillation.

Plusieurs appareils peuvent être employés à cet effet, mais le plus commode et le plus à la portée de tous ceux qui ont intérêt à connaître la richesse alcoolique d'un vin, est l'appareil distillatoire simplifié et perfectionné par M. Gay-Lussac. Cet appareil portatif a le double avantage d'être facile à manier, et d'un prix peu élevé.



Il consiste en une petite cucurbite en fer blanc (A) d'un demi litre de capacité; qui est soudée à un chapiteau conique ouvert à sa partie supérieure et communiquant au moyen du tuyau latéral (B), avec la capacité intérieure du réfrigérant cylindrique (C), au milieu duquel est de l'eau froide. Ce réfrigérant dont la coupe est représentée dans la figure 2, repose sur un trépied en bois au dessous duquel se trouve une éprouvette graduée qui fait office de récipient.

La petite cucurbite en fer blanc est disposée dans un cylindre creux en tôle (G) comme dans un fourneau, elle est chauffée au moyen d'une lampe à esprit de vin qu'on place au dessous de la cucurbite, par l'ouverture latérale qui est pratiquée vers la base du cylindre de tôle.

Lorsqu'on veut expérimenter sur un échantillon de vin, on en mesure 300 centimètres cubes qu'on introduit à l'aide d'un entonnoir dans la cucurbite, et après avoir fait communiquer celle-ci avec le tuyau du réfrigérant, et avoir disposé convenablement tout l'appareil, on chauffe avec la lampe à esprit de vin.

L'ébullition du liquide ne tarde pas à avoir lieu et lorsque par la distillation on a retiré 100 centimètres cubes de liquide, ou exactement le tiers du vin employé, on arrête l'opération. Après avoir agité dans l'éprouvette graduée le produit distillé, afin de mêler intimement toutes les parties, on le laisse refroidir, et on y plonge l'alcoomètre pour en prendre le degré.

En supposant, comme nous l'avons exposé ci-dessus, qu'on ait opéré sur 300 centimètres cubes de vin, et qu'on ait obtenu par la distillation 100 centimètres cubes d'eau-de-vie marquant 36/100 à l'alcoomètre centésimal, ou représentant exactement 36 centièmes d'alcool absolu, on en conclura, en divisant ce nombre par 3, que le vin

soumis à l'expérience contenait 12 pour cent d'alcool absolu, comme l'indique la proportion suivante :

500 : 36 : : 100 : 12.

Ces résultats ne seraient d'ailleurs exacts qu'autant que la force alcoolique du produit distillé aurait été déterminée par l'alcoomètre centésimal à une température de + 12° 1/2 Réaumur ; dans le cas où l'expérience aurait été faite à une température différente, il faudrait faire les corrections convenables d'après les tables qui sont annexées à la description de l'alcoomètre centésimal. (Voyez ce mot.)

Le procédé que nous venons de rapporter pour l'essai des vins est applicable d'une manière générale à la détermination de la quantité d'alcool contenue dans toutes les liqueurs qui ont éprouvé la fermentation alcoolique.

On voit que ce mode d'essai permet de connaître immédiatement la quantité d'alcool anhydre ou absolu qui existe dans les vins, en déterminant au moyen de l'alcoomètre centésimal la richesse alcoolique du produit distillé, et divisant par 3 le nombre indiquant la quantité d'alcool que contient ce produit.

Les quantités d'alcool que contiennent les vins sont très variables d'une espèce à une autre, elles présentent aussi des différences suivant les années ; le tableau que nous donnons ci-contre, extrait du travail de Brandes, peut en donner une idée exacte.

NOMS DES ESPÈCES DE VINS ou de liqueurs fermentées	VOLUME D'ALCOOL sur 100 parties en volume (moyenne.)
Lissa	25,41
Marsalla	25,54
Oporto	22,85
Madère	22.25
Xérès	19,17
Ténériffe	19,79
Madère rouge	22,30
Malaga	17,26
Ermitage blanc	17,43
Bordeaux	15,10
Zante	17.05
Roussillon	19.00
Sauterne	14,22
Syracuse	15,28
Rhin	12,08
Nice	14.63
Alicante	13,80
Champagne non mousseux	13.88
— mousseux	12.80
Frontignan	12.79
Côte-Rotie	12,32
Vin de raisins secs	25.15
Vin de groseilles	11,84
Tokay	9.88
Vin de sureau	8,79
Cidre (première qualité)	9.87
— (qualité inférieure)	5,21
Hydromel	7,32
Aile	6,87
Bière forte	6,80
Porter de Londres	4,20
Petite bière	1,28

Détermination de la quantité de tartre.

La proportion de bitartrate de potasse contenue dans

les vins peut être évaluée, en évaporant en consistance d'extrait, un volume connu de vin, et traitant le résidu à plusieurs reprises par l'alcool à 30°, jusqu'à ce que ce liquide ne dissolve plus rien. Le résidu insoluble dans l'alcool contient le bitartrate de potasse mêlé au tartrate de chaux, au sulfate de potasse et à une matière extractive gommeuse, en le lavant avec un peu d'eau froide on peut en séparer le premier de ces sels. Mais pour déterminer la quantité exacte de tartre, il convient de décomposer ce résidu par le feu, de lessiver le charbon avec de l'eau chaude pour dissoudre le carbonate de potasse formé, et d'évaluer la proportion de ce dernier par la saturation au moyen d'une solution d'acide sulfurique titrée. 100 parties de bitartrate de potasse pur cristallisé, fournissent 0,36. de carbonate de potasse pur.

Evaluation de la couleur naturelle des vins rouges.

La couleur des vins rouges provient de la matière colorante bleue, répandue dans les pellicules des raisins dits noirs, qui est rougie par l'acide libre du jus de raisin, et se dissout à mesure que celui-ci éprouve la fermentation alcoolique et se transforme en vin. En fermentant sur son marc le vin enlève aussi aux pépins une certaine quantité d'acide tannique qui lui communique une saveur plus ou moins astringente.

Différents chimistes se sont occupés de rechercher quels sont les réactifs propres à faire reconnaître les vins rouges colorés naturellement, de ceux qui le sont par des matières étrangères aux raisins. MM. Chevallier et Nées d'Esenbeck ont publié à ce sujet divers travaux, dont nous donnerons ici les principales conclusions. Des expériences faites en 1827, par M. Chevallier, sur les vins des départements de la Côte-d'Or, de la Haute-Marne, de l'Hérault, de la Gironde, des Vosges, de la Meurthe, de la Meuse et

de la Seine, il résulte 1° que la potasse en solution peut être employée comme réactif pour faire reconnaître la couleur des vins naturels qu'elle fait passer du *rouge au vert bouteille*, ou au vert brunâtre; 2° que le changement de couleur produit par ce réactif est différent, lorsque les vins sont plus anciens; 3° qu'il n'y a pas de précipitation de la matière colorante par l'addition de cet alcali, et que celle-ci reste en solution; 4° que la solution d'acétate de plomb, proposée pour la distinguer, ne peut être employée avec avantage en raison des variations de couleur que présentent les précipités qu'il produit avec les vins colorés naturellement; 5° enfin, que l'ammoniaque liquide produisant avec les vins naturels des effets semblables à ceux de la potasse, peut servir aux mêmes usages.

La méthode la plus sûre pour essayer la couleur des vins, consiste, d'après M. Nées d'Esenbeck, à faire deux solutions, l'une d'une partie d'alun dans onze parties d'eau distillée, et l'autre d'une partie de carbonate de potasse dans huit parties d'eau. On ajoute au vin un volume égal au sien de la solution d'alun, puis on y verse peu à peu de la solution de carbonate de potasse, en ayant la précaution de ne pas décomposer la totalité de l'alun. L'alumine en se précipitant, s'unit à la matière colorante du vin et fournit avec celui qui est naturel, une laque d'un *gris sale*, virant plus ou moins au rouge (couleur de lie); un excès d'alcali redissout une partie du précipité et le rend *gris cendré*. Dans les vins nouveaux, le précipité formé dans les circonstances relatées plus haut, se distingue par la couleur verte qu'il prend en contact avec un excès de potasse.

D'après M. Nées d'Esenbeck, le vin rouge additionné d'un principe colorant étranger, présente, avec le même réactif, les colorations suivantes:

Vin coloré par le coquelicot: précipité gris brunâtre, passant au noir par un excès d'alcali.

Vin coloré par les baies du troène : précipité violet brunâtre.

Vin coloré par les baies de myrtille : précipité gris bleuâtre.

Vin coloré par les baies de sureau : précipité violet.

Vin coloré par le bois de Brésil : précipité gris-violacé.

Vin coloré par le bois d'Inde : précipité rose.

La présence d'acide tannique ou du tannin dans les vins peut être constatée par la solution des sels de peroxide de fer, qui change leur couleur rouge en noir brunâtre ou noir violet, et par la précipitation de la solution de gélatine.

Des expériences faites par M. Nées d'Esenbeck il résulte que tous les vins qui, traités par la solution d'alun et celle de carbonate de potasse, donnent des précipités *bleus violets* ou *roses*, doivent être soupçonnés de coloration artificielle avec une matière étrangère à la couleur propre du vin. Cependant le même auteur a constaté que la matière colorante des baies du *phytolacca decandra* se comporte avec les réactifs comme la matière colorante des vins, et qu'il est très difficile alors de la découvrir dans ceux-ci. (*Journal de chimie médicale*, t. II, p. 289.)

Vins réchauffés par de l'alcool. Les vins faibles sont fréquemment mélangés à une petite quantité d'alcool ou d'eau-de-vie pour augmenter leur vinosité ; cette addition est souvent difficile à constater lorsque le mélange est anciennement fait : les personnes habituées à la dégustation des vins peuvent facilement la reconnaître, et il est quelquefois possible de la démontrer en distillant une portion du vin ; le produit distillé est plus riche en alcool que celui qu'on retire de la même espèce de vin non additionné d'alcool.

Vins dont l'acidité a été neutralisée en partie par les carbonates de potasse, de soude, la craie ou la litharge.

Ces falsifications qui sont faites quelquefois dans le but

de faire disparaître la saveur acide des vins aigris par un commencement de fermentation acétique, communiquent en général une saveur âpre et désagréable, et des qualités nuisibles lorsque cette altération a été produite par la litharge ou protoxide de plomb.

La présence de la litharge dans les vins, en les privant d'une partie de leur acidité, leur donne une saveur douceâtre; cette addition, qui rend dangereux l'usage de ces vins, doit être sévèrement punie par les lois. Cette falsification est heureusement peu pratiquée aujourd'hui; elle peut être facilement démontrée par la solution d'acide hydrosulfurique, qui y produit un précipité noir floconneux de protosulfure de plomb. On recueille ce précipité sur un filtre, et après l'avoir lavé et fait sécher, on le brûle avec le filtre dans une capsule de porcelaine : la cendre qui en provient, traitée par l'acide nitrique faible et bouillant, donne une dissolution incolore: cette dissolution, évaporée à siccité, laisse un résidu blanc d'une saveur sucrée et astringente; ce résidu, dissous par l'eau, précipite en blanc par l'acide sulfurique, la potasse et l'ammoniaque; l'iodure de potassium y produit un précipité jaune doré; le chrômate de potasse un précipité jaune orangé, et les hydrosulfates un précipité noir; enfin, une lame de zinc en précipite le plomb à l'état métallique, sous forme de petites lames brillantes.

Les vins aigris dont l'acidité a été saturée en partie par les carbonates alcalins indiqués ci-dessus, contiennent une certaine quantité d'acétates de ces bases. La présence de ces sels peut être constatée en décolorant une partie de ces vins par du charbon animal purifié, filtrant et évaporant à siccité. Si on verse sur le résidu deux à trois fois son volume d'alcool à 28°, on dissout ces acétates et on les sépare des sels que contiennent naturellement les vins. L'alcool évaporé laisse pour résidu l'acétate qui existait; on en recon-

naît facilement l'espèce soit par l'oxalate d'ammoniaque, qui donne un précipité blanc abondant si la chaux a été employée à la saturation, soit par le bichlorure de platine ou la solution d'acide tartrique si le carbonate de potasse a servi à cette opération. Quant à la présence de la soude, on la reconnaît à la nullité d'effets des réactifs rapportés ci-dessus, et aux caractères physiques et chimiques que présente l'acétate qu'on a retiré directement par l'alcool.

VINAIGRE. Ce nom donné dans l'origine, au produit de l'acidification du vin au contact de l'air, a été appliqué ensuite à toutes les liqueurs alcooliques qui ont éprouvé la fermentation acétique.

Les vinaigres en général varient par leurs propriétés en raison du liquide qui a servi à les préparer; ils contiennent tous une plus ou moins grande quantité d'acide acétique, formé aux dépens de l'alcool qui existait avant leur fermentation. Le meilleur provient du vin et est désigné, pour le distinguer des autres, sous le nom de *vinaigre de vin*, c'est celui dont on fait le plus d'usage.

VINAIGRE DE BOIS. On connaît sous ce nom dans les arts l'acide acétique pur et étendu d'eau, qu'on extrait des produits liquides de la distillation du bois. Il est désigné encore sous le nom de *vinaigre de Mollerat*, du nom du fabricant qui le prépara le premier en grand et l'employa dans les arts.

Ce vinaigre à l'état de pureté jouit de toutes les propriétés de l'acide acétique plus ou moins concentré; étendu d'une certaine quantité d'eau, il peut servir dans tous les cas où l'on emploie le vinaigre ordinaire. On y ajoute ordinairement un peu d'éther acétique, du caramel ou même du vin, pour lui communiquer la saveur particulière du vinaigre de vin.

VINAIGRE DISTILLÉ. C'est le produit de la distillation du vinaigre ordinaire, il est formé d'acide acétique, d'eau,

et d'une matière organique volatile, à laquelle il doit le goût particulier qui le distingue de celui qui n'a pas été distillé. Sa densité varie de 1006 à 1009,5.

VINAIGRE DE BIÈRE, DE CIDRE ET DE POIRÉ. Ces espèces de vinaigre, très usitées dans le nord, sont généralement peu riches en acide acétique, et par conséquent difficiles à conserver. Ces vinaigres, à part leur odeur, se rapprochent par leur couleur jaunâtre du vinaigre de vin.

Caractères distinctifs. 1° On reconnaît facilement ces vinaigres en les concentrant par le calorique en consistance syrupeuse, ils ne laissent déposer aucune trace de *bitartrate de potasse* (crème de tartre), tandis que les vinaigres de vin en donnent une plus ou moins grande quantité.

2° Le résidu de l'évaporation est d'un rouge foncé, visqueux et mucilagineux, d'une saveur salée, peu acide, il ne cristallise point et reste toujours sous forme d'un extrait mou.

VINAIGRE DE VIN. Ce vinaigre est jaunâtre ou rouge suivant, l'espèce de vin avec laquelle il a été obtenu, on le distingue d'après sa couleur, sous le nom de vinaigre blanc ou vinaigre rouge. Le premier est le plus employé dans le commerce.

Le vinaigre de vin contient, indépendamment de l'acide acétique, tous les principes fixes et les différents sels qui existaient dans le vin. On y trouve encore un peu d'alcool non décomposé, et une petite quantité d'éther acétique qui s'y est formé pendant la fermentation.

Caractères distinctifs. 1° Le vinaigre blanc en raison des petites quantités de bitartrate de potasse, de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, de tartrate de chaux et des acides tartrique et malique qui s'y trouvent, est légèrement troublé par les solutions de nitrate de barite, de

nitrate d'argent, d'oxalate d'ammoniaque et d'acétate de plomb.

2° Evaporé à siccité, il laisse un résidu jaune brunâtre, visqueux, très acide, d'où l'on sépare à l'aide de l'alcool à 36° une certaine quantité de bitartrate de potasse.

Des moyens d'apprécier la force des vinaigres.

La densité des vinaigres et leur degré à l'aréomètre ne pouvant indiquer leur véritable force, on est obligé, pour la connaître, de rechercher expérimentalement quelle est la quantité de base qu'ils saturent, pour évaluer ensuite celle de l'acide acétique qu'ils contiennent.

Les carbonates de potasse ou de soude, purs et desséchés, sont employés à cette opération.

De nombreux essais faits par M. Chevallier sur divers échantillons de vinaigre blanc d'Orléans, lui ont appris que les vinaigres de bonne qualité exigeaient pour leur saturation 7 à 8 pour cent de leur poids de carbonate de soude sec, et que ceux réputés de qualité médiocre n'absorbaient pour être saturés que 5 à 6 pour cent du même sel desséché. (*Journal de chimie médicale* 2e série, t. II, page 463.)

Pour essayer un vinaigre par ce moyen, on place dans une capsule de porcelaine une quantité connue de vinaigre qu'on colore en rouge par un peu de teinture de tournesol, et on y projette peu à peu et en agitant du carbonate de soude desséché qu'on tient renfermé dans un flacon taré. Lorsque la saturation est effectuée, ce qu'il est facile de reconnaître à la couleur bleue qu'a prise alors le vinaigre, on pèse le flacon, et la différence du poids indique celui du carbonate qui a été employé.

On obtient un résultat beaucoup plus exact en distillant à une douce chaleur le vinaigre à examiner, et saturant le

produit distillé par le carbonate de soude ou une liqueur alcaline titrée d'avance.

Falsifications qu'on fait subir au vinaigre dans le commerce.

Dans un mémoire publié en 1836, M. Chevallier a établi que sur cent vingt échantillons de vinaigre achetés dans le commerce il en a trouvé 97 de vinaigre pur, 17 mélangés avec de l'acide sulfurique, 3 contenant des substances âcres, et 3 recélant de petites quantités de cuivre et de plomb provenant des vases dans lesquels on les avait placés.

Vinaigre additionné d'acide sulfurique. Cette sophistication peut être reconnue en réduisant au huitième environ de son volume dans une capsule de porcelaine une centaine de grammes de vinaigre. Traitant le résidu par cinq à six fois son volume d'alcool, et filtrant la solution alcoolique. L'acide sulfurique libre dissous par l'alcool est alors parfaitement démontré, en étendant d'eau distillée la solution et y versant du chlorure de barium, qui y produit un précipité blanc pulvérulent de sulfate de barite. Le poids de ce sel desséché fait évaluer la quantité d'acide sulfurique libre et hydraté qui a été ajoutée au vinaigre.

Pour constater la présence de cet acide dans le vinaigre, il suffit d'en évaporer une petite quantité jusqu'à siccité dans une capsule de porcelaine; sur la fin on aperçoit des vapeurs blanches piquantes et très denses. Le résidu noircit ensuite et exhale bientôt l'odeur vive de l'acide sulfureux.

Vinaigre mélangé d'acide hydrochlorique. Pour découvrir cette fraude, on doit distiller dans une cornue le vinaigre qu'on soupçonne d'une telle sophistication et examiner ensuite le produit distillé par la solution de nitrate d'argent. Ce réactif qui est sans action sur le produit de la distillation du vinaigre pur, forme avec celui qui contient de l'acide hydrochlorique libre un précipité blanc floconneux

de chlorure d'argent, dont le poids peut permettre de calculer celui de l'acide hydrochlorique qui a été ajouté au vinaigre.

Vinaigre mélangé d'acide nitrique. Quoique ce mélange soit très rare, on pourrait le reconnaître en essayant le vinaigre, soit par la solution de sulfate d'indigotine, qui se décolorerait à chaud et passerait au jaune, soit avec la solution de protosulfate de fer dans l'acide sulfurique concentré. (Voyez *Acide nitrique.*)

On le reconnaîtrait encore en saturant par de la potasse pure une portion de vinaigre et évaporant à siccité. Le résidu traité par cinq à six fois son poids d'alcool à 40° laisserait un sel blanc dans lequel on constaterait par la déflagration sur les charbons et par les réactifs la présence du nitrate de potasse.

Si une plus grande acidité avait été communiquée aux vinaigres par un acide organique fixe, on reconnaîtrait celui-ci dans le résidu de leur évaporation.

Vinaigre altéré par des substances âcres extraites de certains végétaux. Cette altération, qui est souvent pratiquée pour donner plus de saveur piquante aux vinaigres du commerce, se reconnaît facilement à la dégustation, car ils laissent un arrière-goût âcre et brûlant au palais et à la gorge.

On peut constater cette fraude en faisant évaporer à une douce chaleur une portion du vinaigre suspect. Le résidu qu'on obtient, au lieu d'avoir une saveur acide et salée, en possède une très âcre et souvent mêlée d'amertume. Ce caractère se remarque surtout pour les vinaigres dans la confection desquels les fabricants ont fait entrer *du poivre-long*, *du poivre*, *de la pyrèthre*, *des graines de moutarde* ou d'autres végétaux renfermant des principes âcres, solubles dans le vinaigre.

Vinaigre tenant en dissolution du cuivre ou du plomb. La

présence de ces métaux est facile à constater par les réactifs qui les caractérisent et que nous avons rapportés aux articles spéciaux qui les concernent. Leur introduction dans le vinaigre dépendant souvent des vases malpropres dans lesquels on les conserve, ils ne s'y trouvent qu'en petite quantité. Aussi ne peut-on les reconnaître qu'en opérant sur le résidu de l'évaporation, ou du moins sur du vinaigre réduit au quart de son volume par l'action du calorique.

Y.

YTTRIA. Nom donné d'abord à une terre qu'on a reconnue par la suite être un oxide métallique qu'on désigne aujourd'hui sous le nom d'oxide d'yttrium. Cet oxide est fort rare, il n'a encore été trouvé que dans quelques minéraux de la Suède, uni à la silice et aux oxides de fer et de cérium.

Propriétés. L'yttria est sous forme d'une poudre blanche, insipide. Sa densité est de 4,842. Elle est infusible même à un feu violent; les acides la dissolvent et forment avec elle des sels sucrés.

Composition. Elle est formée de :

Yttrium......	80,1	1 atome.
Oxigène......	19,9	1 atome.
	100,0	

Sa formule = $\dot{Y}$.

Caractères distinctifs. 1° Chauffée au chalumeau, elle ne subit aucune altération.

2° Dissoute dans l'acide sulfurique, elle forme un sulfate qui fournit de petits cristaux de couleur améthyste, susceptibles de s'effleurir par l'effet de la chaleur.

3° La dissolution d'yttria dans l'acide sulfurique est précipitée à l'état d'hydrate blanc gélatineux par les alcalis, et le précipité, est insoluble dans un excès de ces alcalis; le

cyanure de fer et de potassium y produit un précipité blanc qui le rapproche de la thorine et le fait distinguer de l'alumine et de la zircone.

YTTRIUM. Radical métallique de l'yttria.

Propriétés. Ce métal se présente en petites paillettes grisâtres ayant de l'éclat. Il est inaltérable à l'air, à la température ordinaire; mais à l'aide de la chaleur il s'oxide, prend feu et brûle avec rapidité en se convertissant en yttria. Les oxacides étendus d'eau la dissolvent avec dégagement d'hydrogène. Les solutions de potasse et de soude caustiques l'oxident avec lenteur par la décomposition de l'eau.

Z.

ZINC. Métal connu des anciens, et qu'on rencontre dans la nature combiné au soufre ou à l'oxigène. Sous le premier état il constitue le minérai désigné sous le nom de *blende*, et sous le second il forme la *calamine* ou *pierre calaminaire*, d'où on le retire ordinairement.

Propriétés. Le zinc a une couleur blanche bleuâtre, une structure lamelleuse et cristalline lorsqu'il est coulé en plaques épaisses; il est malléable et très ductile, surtout entre les températures de + 100 à + 150°; mais à + 260° il devient cassant et peut être réduit en poudre par la percussion. Sa densité, lorsqu'il a été fondu, est de 6,862; et quand il a été forgé elle est de 7,215. Ce métal entre en fusion à + 360°, et au rouge blanc il entre en ébullition et distille dans des vases clos; chauffé au contact de l'air il brûle avec une flamme blanche éblouissante en produisant une fumée qui se condense dans l'atmosphère environnante sous forme de flocons légers et cotonneux. Tel qu'on le trouve dans le commerce, ce métal contient du fer, du plomb, du cuivre, du carbone, et quelquefois de l'arsenic. On le débarrasse de ces matières par la distillation pour les besoins des laboratoires.

Caractères distinctifs. 1° Chauffé au chalumeau sur le charbon, il fond, brûle en s'oxidant, et produit une fumée blanche, qui se dépose sous forme annulaire autour des parties qui ont été en contact avec la flamme.

2° Les acides sulfurique et hydrochlorique étendus d'eau le dissolvent à froid avec une vive effervescence de gaz hydrogène pur : la dissolution est complète si le métal est pur : elle est incolore, et forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des précipités blancs gélatineux solubles dans un excès de ces alcalis; avec le cyanure de fer et de potassium et l'hydrosulfate d'ammoniaque, des précipités également blancs.

Usages. Le zinc à l'état de pureté, réduit en petits lingots ou en lames minces, est très employé pour précipiter de leurs dissolvants un grand nombre de métaux; c'est d'après cette propriété qu'on en fait un fréquent usage dans l'analyse minérale. Il précipite de leurs dissolutions dans les acides ou de leurs composés avec le chlore, le *cuivre*, l'*étain*, le *plomb*, le *cadmium*, le *tellure*, le *bismuth*, l'*antimoine*, le *platine*, l'*or*, l'*argent*, le *palladium*, le *rhodium*, l'*osmium*, l'*iridium*; il exerce aussi la même action réductive sur les composés du sélénium et de l'arsenic avec l'oxigène; dans ce dernier cas l'arsenic réduit s'unit à une portion d'hydrogène pour former du gaz hydrogène arsenié, dont on a tiré un parti avantageux pour reconnaître et découvrir dans diverses substances les plus petites quantités d'acide arsénieux ou arsénique. (Voyez *Acide arsénieux*, réactifs pour le découvrir.)

ZIRCONE. Nom ancien de l'oxide de zirconium. Cet oxide tire son nom du *zircon*, pierre gemme formée par l'union de cet oxide avec l'acide silicique. C'est de ce minéral qu'on le retire.

Propriétés. La zircone se présente à l'état de pureté sous forme d'une poudre blanche, dure et insipide; sa den-

sité est de 4,500. Exposée au feu du chalumeau, elle reste infusible, mais elle jette une lumière vive et si éclatante que l'œil peut à peine la supporter. Ainsi calcinée, elle devient insoluble dans tous les acides à l'exception de l'acide sulfurique concentré.

Composition. Cet oxide est formé de :

Zirconium.	73,69	ou 2 atomes.
Oxigène.	26,31	3 atomes.
	100,00	

Sa formule = $\dddot{Z}r$.

Caractères distinctifs. 1° La dissolution de Zircone dans l'acide sulfurique est précipitée en flocons blancs gélatineux par les alcalis, et le précipité est insoluble dans un excès.

2° Le carbonate d'ammoniaque y produit un précipité qui se redissout dans un excès de ce sel, mais qui se dépose de nouveau quand on fait chauffer la dissolution.

3° Elle se distingue des autres terres par la propriété qu'elle a de se précipiter de sa dissolution neutre par le sulfate de potasse, avec lequel elle forme un sel double très peu soluble dans l'eau.

ZIRCONIUM. Radical métallique de la zircone. Il se présente à l'état de pureté sous forme d'une poudre noire qui prend un éclat gris métallique sous le brunissoir. On ne l'a pas encore obtenu réuni en masse fondue. Chauffé à l'air il s'enflamme au dessous de la chaleur rouge, brûle tranquillement avec dégagement de lumière, et se convertit en oxide de zirconium en poudre blanche. Les acides, à l'exception de l'acide hydrochlorique qui le dissout, n'ont pas d'action sensible sur ce métal.

APPENDICE.

Nouveau procédé pour doser le carbone contenu dans les fontes et dans les aciers.

La détermination du carbone dans les fontes peut être exactement faite par le procédé que nous avons rapporté à l'article *Acier*.

M. Régnault, ingénieur des mines, vient d'en proposer un qui s'exécute avec la plus grande facilité aussi. Ce procédé consiste à mêler 5 grammes de fonte pulvérisée avec 60 ou 80 grammes de chrômate de plomb préalablement fondu, à retirer le tiers de ce mélange qu'on met à part, et à y ajouter 5 grammes de chlorate de potasse. On introduit ce mélange triple dans un tube de verre semblable à ceux qu'on emploie dans les analyses organiques, et on le recouvre du mélange de fonte et de chrômate de plomb qu'on a d'abord retiré. En calcinant au rouge obscur ce mélange, après avoir enveloppé le tube qui le contient d'une feuille de cuivre, la fonte est brûlée successivement par le chlorate de potasse et le chrômate de plomb, et le gaz acide carbonique qui en résulte est absorbé par une solution de potasse dans l'appareil ordinaire de M. Liebig. (Voyez *Analyse élémentaire*, page 198.)

Cette calcination exige à peine une demi-heure pour que l'oxidation de la fonte soit complète, et la concordance des résultats qu'on obtient est telle, que dans trois analyses de fontes grises, M. Régnault a recueilli dans la première expérience 0^{lit},582 de gaz acide carbonique; dans la deuxième 0,585 et dans la troisième 0,588. Représentant en carbone 5,22; 5,25; 5,25.

(*Annales de chimie et de physique*, tome LXX, p. 107).

FIN.

APPENDICE AU DICTIONNAIRE

DES RÉACTIFS CHIMIQUES.

AVERTISSEMENT DE L'AUTEUR.

La plupart des procédés rapportés dans le *Dictionnaire des Réactifs* rendant nécessaires quelques développements pour être bien compris par les personnes qui n'ont pas l'habitude des manipulations chimiques décrites dans cet ouvrage, nous avons, sur la demande de plusieurs manufacturiers et commerçants, donné, dans l'appendice que nous publions aujourd'hui, les préceptes généraux qui doivent être mis en pratique dans les analyses qualitatives et quantitatives des substances les plus employées en médecine, en pharmacie et dans les arts.

Ce supplément, que nous avons essayé de mettre tout

à fait à la portée des personnes qui n'ont aucune pratique des opérations de chimie les plus simples, contient un exposé succinct des manipulations qui sont entreprises dans les diverses expériences analytiques; il convient donc à tous ceux qui, dépourvus de laboratoire, voudraient tenter eux-mêmes quelques essais sur les substances qu'ils ont intérêt à connaître dans leur pureté et dans leur composition.

—

APPENDICE AU DICTIONNAIRE

DES RÉACTIFS CHIMIQUES

CONTENANT

UN EXPOSÉ SIMPLE DES MANIPULATIONS A EXERCER PAR LES PERSONNES PEU FAMILIARISÉES AVEC LES OPÉRATIONS CHIMIQUES QUI SONT RAPPORTÉES DANS LE COURS DE CET OUVRAGE.

PARAGRAPHE PREMIER.

RÈGLES GÉNÉRALES.

Opérations préliminaires et mécaniques, auxquelles doivent être soumis les divers corps solides sur lesquels on expérimente.

Dans les réactions que l'on désire produire sur les corps solides qu'on examine, il est important de les diviser par quelque opération mécanique, afin d'augmenter les surfaces qui doivent être mises en contact avec les *réactifs* et réagir sur eux.

Les modes de division les plus employés sont la pulvérisation des corps par les procédés ordinaires, dans des mortiers de verre, de porcelaine, d'agate ou de métal. Mais la nature de ces vases doit être prise en considération, suivant que les corps qu'on veut diviser présentent une cohésion plus ou moins grande. En effet, si l'on ne faisait pas attention à la dureté du corps comparativement à celle du mortier dans lequel on doit exécuter la pulvérisation, on courrait le risque de rayer et d'attaquer les parois de ce vase, et d'introduire dans la poudre à examiner une matière étrangère à sa composition. Cet inconvénient, si l'on soumettait ensuite la substance à une analyse quantitative, ferait commettre une erreur dans les produits et les proportions qu'on déduirait des résultats qu'on obtiendrait.

Les métaux ductiles et malléables, ainsi que leurs alliages, sont ordinairement divisés, soit par l'action de la lime, soit après les avoir réduits en lames minces, qu'on coupe ensuite par petits morceaux, avec des cisailles ou une paire de ciseaux.

Dans le premier cas, on place la lime sur une feuille de papier étendue sur une table, et on frotte dessus la substance métallique, ou bien, si l'on

a à sa disposition un étau, on y fixe solidement le morceau de métal, et on frotte celui-ci avec la lime, en lui imprimant un mouvement de *va et vient;* les particules métalliques plus ou moins fines, détachées par la lime, suivant le degré de ténuité de ses dents, sont reçues sur une feuille de papier blanc ou de carton mince placée sous l'étau. Pour la division des lames métalliques avec des instrumens tranchants, on prend les mêmes précautions, afin de ne pas mêler de corps étrangers à la substance divisée.

Tous les autres corps dont la désagrégation peut être facilement faite, sont divisés ou pulvérisés par les moyens généralement usités dans une foule d'opérations pratiquées dans les arts et le commerce. A défaut de mortiers pour effectuer une pulvérisation grossière, on peut se servir d'un simple marteau de fer ou d'acier, avec lequel on casse ou écrase la substance en la frappant directement, et à petits coups répétés, après l'avoir enfermée dans un morceau de papier replié sur lui-même trois ou quatre fois. Ce moyen, à la portée de tous, lorsqu'on n'a pas besoin d'une pulvérisation exacte, peut être pratiqué en tous lieux pour les essais à entreprendre sur l'analyse qualitative des substances simples ou composées. On devra y avoir recours lorsqu'on n'aura pas à sa disposition les instruments propres à la pulvérisation, qui se trouvent dans les laboratoires du chimiste, du pharmacien et du droguiste.

PARAGRAPHE DEUXIÈME.

De l'action du calorique considéré comme réactif dans un grand nombre de cas, et des moyens de faire l'application de cet agent dans plusieurs expériences.

Le calorique, en agissant sur un grand nombre de corps simples ou composés, produit certains phénomènes très apparents qui doivent être pris en considération dans la plupart des expériences qu'on entreprend. Les effets qui résultent de cette action sont d'une grande valeur dans les analyses qualitatives auxquelles on soumet les différents corps pour les reconnaître et les distinguer entre eux.

Plusieurs moyens sont employés pour exposer à l'action du calorique les diverses substances : 1° *le chalumeau,* 2° *la projection* des substances pulvérisées sur un charbon incandescent; 3° *la calcination* des substances dans un tube de verre ouvert par les deux extrémités ou fermé à l'une.

A. Le premier moyen qu'on met surtout en pratique dans l'essai des substances minérales et quelques substances organiques, consiste à diriger, au moyen de l'insufflation continue de l'air qui sort de la bouche, un jet de flamme sur la substance qu'on désire éprouver. (Voyez pour la des-

cription du chalumeau et son emploi, l'article *chalumeau*, page 276 du Dictionnaire.)

B. Le second moyen, qui est ordinairement applicable dans une foule de circonstances, peut être facilement exécuté par toutes les personnes qui font des essais, même par celles qui ne sont pas versées dans les manipulations chimiques les plus simples. Ce moyen consiste à prendre avec une carte pliée en deux une petite quantité de la substance réduite en poudre, et à la projeter sur un morceau de charbon ardent, bien allumé, qu'on tient à l'aide d'une pince en fer, avec la main gauche. Cette manière simple de communiquer du calorique à la substance qu'on examine, permet de reconnaître sur-le-champ si elle est volatile ou fixe; si elle est facilement fusible ou de nature à se décomposer seule ou par le contact du charbon rouge. Quand on expérimente, la portion du charbon touchée par la substance étant refroidie subitement, s'éteint d'abord, mais elle se rallume bientôt en soufflant légèrement avec la bouche sur cet endroit, et la température pouvant alors s'élever par ce moyen, on peut mieux juger de l'effet de la chaleur sur la substance qu'on éprouve. Dans tous les cas, il ne faut pas omettre en faisant cette expérience de s'assurer si la substance essayée par ce moyen ne répand pas d'odeur, et si elle ne change pas de couleur. L'observation de ces phénomènes, qui se manifestent en chauffant beaucoup de corps, ne doit pas être négligée dans toutes les expériences pyrognostiques.

C. La calcination dans des tubes de verre se pratique ordinairement en chauffant dans ces tubes les substances qu'on expose alors à la flamme d'une lampe à alcool ou à huile (voyez ce mot dans le Dictionnaire, page 516), ou sur des charbons ardents, afin de recueillir quelques uns des produits gazeux ou vaporeux provenant de l'action du feu. On démontre quelquefois la présence de ces produits formés par le calorique, en plaçant dans la partie vide et supérieure du tube diverses petites bandes de papier réactif, colorées par le tournesol ou toute autre matière colorante. Les tubes de verre qui servent à cet usage, sont tantôt ouverts par les deux bouts, tantôt bouchés par un seul bout, afin d'y maintenir la substance qui doit être fortement chauffée. Les premiers tubes ont un diamètre de quatre à cinq lignes de hauteur sur deux à quatre pouces de largeur; on les prépare facilement soi-même, en coupant avec une lime fine triangulaire (appelée trois quarts), un long tube de verre blanc. Pour arriver à ce but, on forme avec l'angle de la lime, de distance en distance, un trait un peu profond sur une partie de la circonférence du tube, et on essaye de rompre le tube à l'endroit marqué par le trait, après avoir placé le tube sous une serviette pliée en double; cette précaution évite d'être blessé par les éclats du verre s'il n'est pas brisé nettement à l'endroit marqué. Lorsque le tube est ainsi coupé en plusieurs morceaux, on en arrondit les bords anguleux, en les frottant légèrement avec la partie plate de la lime. Il est utile d'avoir une

petite provision de ces tubes de longueur et de diamètre différents, pour les diverses expériences que l'on doit faire.

Les tubes bouchés par un bout se font avec les premiers tubes en exposant à la flamme d'une lampe à émailleur l'une de leur extrémité et l'y maintenant en ayant la précaution de tourner continuellement le tube entre les doigts pendant tout le temps de l'opération. Les bords du tube qui ne tardent pas à rougir, se ramollissent, s'affaissent et finissent par se souder ensemble et à former un tout homogène. On retire alors du feu et on souffle avec la bouche par l'autre extrémité qui est ouverte, non seulement pour s'assurer de l'oblitération complète de la partie chauffée, mais encore pour dilater en ce point le verre et produire un léger renflement qui égalise la matière et rend le fond du tube d'une épaisseur plus uniforme.

Ces sortes de tubes sont très commodes pour opérer à l'abri de l'air une multitude de calcination sur de petites masses, ils permettent de recueillir les produits volatils qui se sont formés ainsi que les résidus que laissent les diverses substances après l'action du feu.

Les différentes réactions que présentent les substances simples ou composées en les chauffant seules par l'un des moyens que nous avons rapportés dans ce paragraphe, se trouvent exposées en détail dans la description des caractères de chaque corps en particulier. Ces réactions tirées de la chaleur sont importantes, elles ne doivent pas être omises dans les analyses, car elles ajoutent souvent un caractère essentiel à ceux qui servent à reconnaître et distinguer un grand nombre de corps entre eux.

PARAGRAPHE TROISIÈME.

De l'action de certains réactifs chimiques très usités dans un grand nombre d'analyses qualitatives, et des moyens de les employer.

Dans la description des caractères chimiques de beaucoup de corps, et surtout dans l'exposé des caractères génériques des sels, nous avons rapporté en première ligne, l'effet que pouvait produire l'acide sulfurique concentré mis en contact avec ces composés à la température ordinaire.

Ces réactions d'ou résultent le plus souvent des phénomènes très apparents, caractéristiques et très faciles à saisir par plusieurs de nos sens permettent de déduire *a priori* la présence de certains corps. On détermine toujours ces réactions en mettant une petite quantité de la substance pulvérisée au fond d'un verre à pied cônique (verre à expérience) et versant dessus un peu d'acide sulfurique qu'on y mélange avec une petite baguette de verre arrondie à ses deux bouts. On doit observer de ne pas verser de

suite une trop grande quantité d'acide sulfurique, qui recouvrirait alors la substance, la surnagerait et empêcherait par son poids le dégagement de certains gaz ou vapeurs. C'est pour obvier à cet inconvénient que nous engageons tous ceux qui, n'ayant pas l'habitude des expériences, opèreront avec cet acide, à ne le verser que goutte à goutte sur la substance jusqu'à ce qu'elle soit entièrement humectée; une légère agitation avec la baguette de verre achèvera de bien mêler les deux substances.

Lorsque l'action de l'acide sulfurique doit être aidée d'une douce chaleur l'expérience ne peut plus être faite dans un verre à pied, il faut alors mettre la substance pulvérisée dans une petite fiole, ou dans un petit ballon de verre, y verser de l'acide sulfurique peu à peu, comme nous l'avons indiqué plus haut, et faire chauffer en approchant le vase soit des charbons allumés, soit de la flamme d'une lampe à esprit de vin ou d'une lampe ordinaire alimentée par l'huile.

Les verres à pied dont nous avons parlé plus haut pour ces sortes de réactions, et en général pour toutes celles qui ont lieu par le mélange des solutions des réactifs, avec les solutions ou dissolutions des corps qu'on essaye, peuvent être remplacés par de gros tubes de verre de quatre à cinq pouces de longueur, bouchés par un bout, et qu'on peut préparer soi-même à la lampe d'émailleur. On peut aussi à la rigueur se servir de toute espèce de verre à pied qu'on rencontre dans les ménages pour boire divers vins; mais ceux qui sont adoptés par les chimistes et sont désignés dans les laboratires sous le nom de *verres à expérience* ont l'avantage, par leur forme cônique plus ou moins évasée, de laisser déposer facilement à leur fond toutes les matières solides qui se séparent des liquides sous forme de *précipités insolubles* ou *peu solubles* dans les liqueurs ou solutions où elles se sont formées.

La réaction de quelques autres acides sur certaines substances solides, peut être aussi pratiquée de la même manière. Dans l'emploi de ces acides pour l'analyse qualitative on a souvent pour but de dissoudre les substances, afin de soumettre à l'action des *réactifs* la dissolution qui en résulte. On forme cette dernière en traitant à chaud dans un petit ballon, la matière divisée par l'acide pur, ou étendu d'une certaine quantité d'eau distillée pour modérer l'effervescence tumultueuse qui accompagne le plus souvent cette opération. Cette dissolution se fait ordinairement en plaçant le petit ballon ou la fiole contenant la substance en réaction sur un triangle en fil de fer disposé sur un fourneau en terre, et éloigné des charbons ardents de trois à quatre pouces; à défaut de triangle en fer on peut encore mettre la fiole ou le ballon sur un bain de sable qu'on échauffe peu à peu. Cette dernière méthode, facile à appliquer pour exposer les corps à l'action graduée du calorique, se pratique en mettant d[e] grès pulverisé et tamisé, ou du sablon bien sec dans un poêlon de fer ou de terre cuite, et y enfouissant en partie la fiole ou le ballon. L'échauffement de ces vases se

fait lentement et d'une manière graduelle par l'application directe du calorique dégagé dans le foyer au vase qui renferme le sable.

PARAGRAPHE QUATRIÈME.

De la solution et de la dissolution des corps sur lesquels on doit opérer avec les réactifs.

L'action des divers corps que l'on emploie comme *réactifs* ne s'exerçant bien généralement que lorsqu'ils sont rendus liquides ou qu'ils sont dissous, c'est avec leur solution aqueuse qu'il convient d'opérer. Il en est de même à l'égard des substances qui sont l'objet d'une expérimentation chimique; il est nécessaire pour les mettre en contact avec ces réactifs qu'elles soient dissoutes ou par l'eau ou par un autre dissolvant. Dans le premier cas l'eau par son affinité pour la substance la dissout sans l'altérer dans sa composition, et forme ce qu'on appelle une *solution aqueuse*; dans le deuxième cas le dissolvant n'acquiert la faculté de dissoudre la substance solide qu'en s'y combinant ou en se décomposant en partie pour la transformer en un composé nouveau qui s'y unit en donnant naissance à un produit soluble. C'est de cette manière qu'agissent en général beaucoup d'acides minéraux sur la plupart des métaux ou sur leurs alliages ainsi que sur plusieurs de leurs composés avec les métalloïdes.

De la solution aqueuse, et de la dissolution dans les acides.

1° L'eau distillée ou pure, préparée d'après les procédés usités dans les laboratoires, doit être employée de préférence pour cette opération dans les diverses recherches analytiques, car toute autre eau, à l'exception de l'eau de pluie recueillie avec soin, ne peut servir, en raison des sels qu'elle contient en plus ou moins grande quantité. Si cependant les circonstances dans lesquelles on pourrait se trouver dans un atelier, une fabrique, une boutique, une usine ou un établissement industriel quelconque, ne permettaient pas d'avoir de l'eau distillée à sa disposition, on pourrait, à la rigueur, pour des essais d'analyse qualitative, faire usage d'eau de rivière ou de puits, après avoir, toutefois, constaté la nature de cette eau et l'effet des réactifs sur elle, afin d'établir ensuite clairement les effets dus à l'eau et au corps qu'on y aurait fait dissoudre.

Dans l'emploi qu'on ferait d'une eau impure pour opérer la solution d'un corps, il faudra aussi tenir compte de la réaction qui pourra avoir lieu entre une partie des éléments du corps et ceux des sels qui existent dans l'eau, ce qui amènerait dans quelques circonstances une décomposi-

tion partielle du corps qu'on y ferait dissoudre. Ces réactions, au reste, ne peuvent être bien appréciées que par les personnes versées dans l'étude de la chimie. Dans tous les cas, cette décomposition partielle de certains corps composés dissous dans l'eau ordinaire ou impure, pouvant rendre trouble la solution, il conviendra de la filtrer à travers un filtre de papier Joseph pour expérimenter avec les réactifs sur la liqueur parfaitement claire et limpide.

La solution aqueuse s'effectue en mettant une portion de la substance réduite en poudre avec une certaine quantité d'eau froide dans une fiole ou un petit ballon de verre, et agitant quelque temps le mélange. Si la substance est peu soluble dans l'eau froide, on augmente le pouvoir dissolvant de ce liquide, en chauffant le mélange jusqu'à la température de + 100 degrés, qu'on maintient pendant huit à dix minutes ; après ce laps de temps, l'eau se trouve saturée du corps peu soluble ; on la laisse déposer pour séparer, soit par la décantation, soit par la filtration, l'excès du corps qui n'est pas dissous. Les corps très solubles dans l'eau se dissolvent bien en général, et assez promptement, dans dix à quinze parties d'eau à la température ordinaire.

2° La dissolution dans les acides minéraux simples ou mixtes se pratique comme nous l'avons indiqué dans le cours du Dictionnaire à l'article *alliages* (leur analyse). Lorsqu'une substance laisse en se dissolvant un résidu insoluble dans les acides qui ont agi sur elle, il est essentiel de mettre un excès d'acide, ou plutôt de faire bouillir le résidu avec une nouvelle quantité d'acide, afin d'être assuré qu'il ne reste plus de matière dissoluble. Le résidu insoluble doit être recueilli en le décantant de la dissolution éclaircie par le repos ; puis, le lavant avec de l'eau distillée chaude, et le plaçant dans une capsule pour le dessécher ensuite à une douce chaleur, soit en le recevant sur un filtre de papier joseph, dont le poids est connu d'avance.

La dissolution acide doit alors être examinée par les réactifs pour reconnaître la nature des principes qu'elle contient ; si cette connaissance est acquise d'avance, et qu'on veuille déterminer par l'analyse quantitative le rapport de ces principes, il est nécessaire d'évaporer cette dissolution jusqu'à siccité dans une capsule de porcelaine, pour chasser l'excès d'acide qui a été employé, et de redissoudre le résidu de l'évaporation dans l'eau distillée tiède, légèrement acidulée par une petite quantité de l'acide qui a servi à la dissolution primitive.

—

PARAGRAPHE CINQUIEME.

De la calcination et des moyens mis en usage pour la pratiquer dans les essai analytiques.

Le but de la calcination dans la plupart des opérations chimiques est de soumettre les diverses substances sur lesquelles on opère à l'action de la chaleur, avec ou sans le contact de l'air. Dans le premier cas, on se propose, par l'intermède de l'oxigène de l'air, d'agir directement sur les principes combustibles contenus dans les substances, en les oxidant ou les brûlant pour les convertir en nouveaux produits faciles à distinguer; quelquefois aussi on a pour but de recueillir à la suite de cette combustion les substances fixes que renferment les divers corps organiques qui sont soumis à cette opération. Dans le second cas, on cherche à isoler des substances qui sont soumises à l'action du feu certains principes volatils, tels que l'eau ou certains gaz.

Dans la calcination au contact de l'air, on se sert d'un creuset de terre, de porcelaine ou de platine, dans lequel on place la substance à calciner, préalablement pulvérisée. Ce creuset, disposé sur un disque de terre cuite, est maintenu ouvert et chauffé dans un fourneau en l'entourant peu à peu de charbons rouges et de charbons noirs. On doit avoir soin pendant cette opération qu'il ne tombe aucune parcelle de cendre ni de charbon dans le creuset découvert, et afin de hâter la combustion, on remue de temps en temps avec une spatule de platine ou d'argent la substance, pour renouveler les surfaces. Si la calcination exige une température assez élevée, on l'obtient en activant la combustion du charbon, à l'aide d'un tuyau conique en tôle qu'on place sur le fourneau.

La calcination à l'abri de l'air se pratique de la même manière que la précédente, en recouvrant seulement le creuset de son couvercle. Lorsqu'on doit recueillir le produit vaporeux ou gazeux de cette opération, il est nécessaire d'opérer dans une cornue de verre, de porcelaine ou de grès, dont le col s'ajuste à un ballon tubulé pour condenser les vapeurs formées, ou à un tube recourbé à angle droit, pour conduire les gaz dégagés dans des cloches remplies d'eau ou de mercure, suivant la nature du gaz.

Quand le produit fixe de la calcination doit être pesé, il est convenable d'en faire la pesée pendant qu'il est encore chaud, pour éviter l'absorption de l'humidité répandue dans l'air, ou en le laissant refroidir dans le creuset en platine recouvert de son couvercle, et dont le poids a été pris d'avance. Pour les corps très avides d'humidité, on laisse refroidir le creuset sous une cloche de verre placée sur une plaque de verre dépoli, et sous laquelle on a mis une capsule de porcelaine contenant de l'acide sulfurique concentré, afin d'y tenir l'air parfaitement sec.

Les moyens que nous venons de rapporter ci-dessus sont employés pour dessécher les corps qui peuvent supporter une chaleur rouge sans se décomposer; mais, lorsqu'on a affaire à des composés organiques qui peuvent s'altérer à cette température et même au dessous, on les place dans un tube renflé et recourbé qu'on chauffe au bain-marie, en y faisant passer un courant d'air sec qui sort d'un tube rempli de morceaux de chaux ou de chlorure de calcium. La meilleure disposition à donner à l'appareil et la plus simple, consiste à ajuster à l'une des extrémités du tube contenant la substance à dessécher, un tube rempli de fragments de chlorure de calcium fondu, et à faire communiquer l'autre extrémité avec un flacon à trois tubulures rempli d'eau, et portant à une des tubulures latérales un petit siphon étroit qu'on amorce pour faire écouler l'eau et déterminer ainsi dans les tubes un courant d'air sec qui enlève toute l'humidité de la substance. Dès que le courant d'air qui sort du tube échauffé par le bain-marie ne dépose plus d'humidité dans le tube d'écoulement, on retire le tube du bain-marie et on laisse la substance se refroidir au milieu du courant d'air sec, qu'on continue toujours à entretenir dans l'appareil.

Les matières organiques ou leurs composés qui retiennent l'eau avec beaucoup d'opiniâtreté, sont séchées dans le vide à l'aide d'une température croissante qu'on produit en chauffant par l'intermédiaire d'une solution concentrée de chlorure de zinc. Le vide s'obtient au moyen d'une petite pompe à air, en cuivre jaune, qui communique au tube rempli de fragments de chlorure de calcium; ce dernier tube s'ajuste à un tube recourbé, bouché par un bout, qui contient la substance à dessécher.

La dessiccation des substances altérables à l'air doit être faite en substituant au courant d'air atmosphérique sec un courant de gaz hydrogène, qu'on dégage d'un flacon contenant du zinc grenaillé et de l'acide sulfurique étendu d'eau.

La pesée des substances ainsi desséchées ne doit être faite ni dans une capsule, ni dans un verre de montre, ni dans tout autre vase présentant une grande surface à l'air, car elles ne tarderaient pas à reprendre une portion d'humidité à l'air ; mais on les pèse dans un petit tube ouvert et cylindrique, taré d'avance, qu'on pose verticalement sur le plateau d'une balance sensible. L'air ne pouvant se renouveler dans un semblable tube, même pendant une demi-heure, les substances les plus hygrométriques à l'air y restent inaltérables pendant toute l'opération de la pesée.

Les procédés que nous venons de rapporter sont appliqués dans toutes les analyses organiques à la détermination de la proportion d'eau libre ou combinée.

PARAGRAPHE SIXIÈME.

Des moyens de recueillir les précipités pour en évaluer le poids.

Les composés qu'on forme par précipitation, ou les corps qu'on isole par ce mode de séparation, doivent, dans les analyses quantitatives qu'on entreprend, être recueillis avec soin, desséchés ensuite, et pesés exactement, afin de déduire leur proportion ou celle de l'un des éléments qui entrent dans la composition du corps analysé.

Plusieurs méthodes sont usitées dans les laboratoires; l'une d'elles consiste à laisser déposer le précipité au fond du vase où on l'a formé, puis à décanter le liquide surnageant parfaitement clair, soit à l'aide d'un siphon amorcé d'eau distillée, ou à l'aide d'une pipette de verre, à délayer le dépôt avec plusieurs fois son volume d'eau distillée tiède, à laisser éclaircir encore la liqueur pour la décanter de nouveau, et à répéter ces lavages plusieurs fois, jusqu'à ce que l'eau qu'on en sépare par décantation soit non seulement insipide, mais ne contienne plus rien en solution. Le précipité ainsi lavé, remis en suspension dans une petite quantité d'eau distillée, doit être placé dans une capsule de porcelaine tarée d'avance, et, lorsqu'il a été recueilli par une nouvelle décantation, on le fait sécher à une douce chaleur, dans une étuve à vapeur ou sur un petit fourneau. Dans ce dernier cas, il convient de ne pas hâter la dessiccation du précipité, car l'eau, en se vaporisant trop vite, pourrait faire projeter des portions de la matière hors de la capsule. Cet inconvénient rend donc le premier moyen préférable. Si la substance précipitée qu'on désire obtenir parfaitement desséchée peut supporter une température rouge sans s'altérer, il est alors convenable de la calciner à cette température, dans un creuset de platine muni de son couvercle (lorsque cette matière est incapable de s'unir à ce métal), et de la peser ensuite dans ce vase, par les moyens indiqués, pour en connaître exactement le poids.

Dans l'autre méthode, plus généralement mise en pratique dans les laboratoires, on reçoit le précipité, déjà lavé par décantation, sur un filtre de papier joseph, disposé sur un entonnoir de verre, et on le lave à l'eau distillée bouillante jusqu'à ce qu'il ne renferme plus de matière soluble. Lorsque le précipité est bien égoutté, on enlève de l'entonnoir le filtre, et après l'avoir mis sur plusieurs doubles de papier gris pour en absorber l'excès d'eau que retient mécaniquement le précipité, on l'ouvre en le dépliant, et on en opère la dessiccation dans l'étuve à vapeur. Si le précipité qu'on a ainsi recueilli ne retient pas d'eau combinée, toute celle qu'il renfermait à l'état de mélange se dégage, et en pesant le filtre avec le précipité desséché, on peut connaître le poids de celui-ci par la différence de poids du filtre avant l'opération. Dans le cas où le précipité retient avi-

dement l'eau, il faut alors calciner le filtre avec le précipité dans un creuset de platine, et défalquer du poids qu'on obtient celui des cendres que peut fournir le papier du filtre. Cette dernière opération ne peut se faire en général que sur les précipités inaltérables par la chaleur et par l'air à une température élevée.

Les filtres dont on se sert pour recueillir les précipités, sont formés de papier blanc non collé et assez fin; on choisit de préférence le papier le plus pur, c'est à dire celui qui laisse le moins de cendre après sa combustion. Cette cendre, qui ne forme que les 0,006 du poids du papier pur, est formée de silice; dans les papiers plus communs, on y trouve en plus du carbonate de chaux, qu'on peut enlever par un lavage à l'eau acidulée par l'acide hydrochlorique.

La confection des filtres consiste à prendre un carré de papier qu'on plie en quatre, de manière à lui conserver encore la forme de carré; puis on lui donne celle d'un éventail fermé en le divisant en plis coniques partant tous d'un point central. Le papier étant divisé en seize plis égaux, on le coupe par son extrémité supérieure pour réduire à la même longueur chaque pli, et, après l'avoir ouvert, on le dispose dans un entonnoir en l'y enfonçant jusqu'à la naissance de sa douille. Le filtre étant introduit dans l'entonnoir, on y verse le liquide et on reçoit celui qui s'écoule dans un vase. En employant des flacons pour recevoir le liquide qui filtre, il faut avoir la précaution d'établir solidement la partie effilée de l'entonnoir dans le goulot du flacon, en plaçant dans celui-ci un morceau de papier replié sur lui-même, qui agit comme coussin. Cette disposition simple, empêchant le contact immédiat de la douille de l'entonnoir et des parois du goulot, permet à l'air de sortir du flacon à mesure que le liquide filtré pénètre dans le flacon, et la filtration ne court pas le risque d'être interrompue, comme lorsqu'on ne prend pas cette précaution pour la sortie de l'air du flacon.

PARAGRAPHE SEPTIÈME.

De la précipitation des divers corps simples ou composés de leurs dissolvants, respectifs à l'aide des réactifs chimiques.

La séparation des divers corps s'effectuant par affinité chimique, a lieu d'une manière simple ou complexe. Dans le premier cas, le corps qu'on se propose d'isoler d'un liquide à l'aide d'un réactif quelconque, est mis en liberté, et se sépare de la substance à laquelle il était combiné sous forme de poudre plus ou moins divisée, et ne retenant souvent que de l'eau interposée entre ses parties; d'autres fois, en se séparant de son dissolvant

il s'unit à une portion d'eau pour constituer un *hydrate*, qui se dépose en flocons gélatineux, incolores ou diversement colorés, suivant la nature du corps.

La précipitation à l'aide d'une lame métallique se fait d'une manière bien simple; elle s'exécute le plus ordinairement pour séparer un autre métal qui est en dissolution ou en combinaison ; à cet effet, on plonge dans la dissolution la lame métallique bien décapée et bien nette, et on l'y laisse jusqu'à ce qu'elle ne détermine plus de précipitation. Le métal séparé dans la réaction physico-chimique qui a lieu, se dépose d'abord à la surface de la lame sous forme de poudre terne ou cristalline, ou en flocons, et quand cette couche est assez épaisse elle se dépose au fond du vase où se fait l'opération. Le plus léger frottement détache de la lame le métal précipité, et il devient alors facile de reconnaître s'il s'en précipite encore de la dissolution, en laissant la lame quelque temps en contact avec elle. Le précipité formé dans cette circonstance doit être recueilli par décantation de la liqueur, lavé d'abord avec de l'eau acidulée par l'acide qui existait dans la dissolution, afin de redissoudre quelques portions du métal précipitant qui auraient pu se détacher pendant cette réaction. Un lavage réitéré à l'eau distillée chaude et la dessiccation du précipité dans l'étuve à vapeur, ou à une douce chaleur à l'air libre, forment la dernière opération à faire avant de prendre le poids du précipité par les méthodes ordinaires.

La précipitation par un réactif en solution se pratique en ajoutant à la dissolution du corps qu'on veut précipiter une certaine quantité de la solution du réactif; il se produit d'abord un précipité qui trouble la transparence de la liqueur, on agite fortement, soit en secouant le vase bouché où est contenue la dissolution, soit en remuant la liqueur avec une baguette de verre, et on abandonne la liqueur à elle-même. Lorsque celle-ci est éclaircie par suite du dépôt du précipité, ce qui a lieu au bout d'un temps plus ou moins long, suivant la densité du précipité, on extrait avec une pipette de verre une portion de la liqueur surnageante, claire, et on l'essaye dans un verre à pied avec une nouvelle quantité de la solution du réactif. Si ce nouvel essai indique qu'il y a encore précipitation, on ajoute à la liqueur une nouvelle quantité de la solution du réactif, on agite, et on laisse déposer comme la première fois afin de l'essayer de nouveau par le même moyen. On peut se dispenser d'agir sur une portion de la liqueur surnageante, en faisant tomber dans le flacon le long de ses parois une certaine quantité de la solution du réactif, et observant si celle-ci détermine encore une nouvelle précipitation. Ce moyen est fréquemment employé par ceux qui ont l'habitude de ces sortes d'expériences.

Il y a des circonstances dans certaines opérations chimiques où l'on opère la précipitation de certains corps par un courant de gaz qu'on fait passer à travers leur dissolution. Cette opération ne présente pas plus de difficulté que celles que nous avons exposées ci-dessus, en agissant sur des

matières liquides. On place dans un ballon de verre, muni d'un tube doublement recourbé à angle droit, les matériaux propres à dégager le gaz qui doit être mis en réaction dans l'expérience, et, après avoir luté le bouchon et le tube avec le ballon, on fait chauffer légèrement en engageant l'extrémité libre du tube recourbé dans la dissolution à précipiter. Le gaz qui se produit alors est en partie absorbé en traversant la dissolution, et agit instantanément en formant un précipité qui reste suspendu dans la liqueur par le mouvement dû au dégagement du gaz ; on s'assure, en laissant déposer le précipité et éclaircir la liqueur, que tout le corps à précipiter est séparé lorsque les bulles de gaz qu'on y fait passer à travers ne déterminent plus ni trouble ni précipitation.

Cette méthode, applicable dans plusieurs cas d'analyse qualitative, ou quantitative, offre un avantage : c'est que l'excès de gaz qui a été employé dans l'opération, et reste alors en solution dans la liqueur, peut être dégagé facilement par l'action de la chaleur ; aucune substance étrangère ne restant par conséquent dans la dissolution qui a été ainsi précipitée, il est permis de recueillir par évaporation les matières restées en solution et qui étaient combinées ou mêlées à la substance sur laquelle on fait l'expérience.

Dans l'essai des diverses substances à l'aide de plusieurs réactifs chimiques, il importe que chaque opération soit faite sur une nouvelle portion de la solution placée dans un verre à pied parfaitement nettoyé, et d'y verser peu à peu la solution du réactif, jusqu'à ce que le trouble qu'elle y occasionne n'augmente plus. Si le précipité est soluble dans un excès du corps précipitant, on ajoute peu à peu un excès de ce dernier. Lorsque les substances que l'on cherche à précipiter sont en très petite proportion dans les liqueurs qu'on examine, l'effet du réactif n'est pas instantané ; il faut attendre plus ou moins de temps avant de tirer une conclusion et de se prononcer. Dans ce cas, les liqueurs essayées se troublent lentement et peu à peu, et le précipité ne se trouve rassemblé au fond des vases qu'au bout d'un laps de temps plus ou moins long, suivant que le précipité qui s'est formé est plus ou moins lourd.

PARAGRAPHE HUITIÈME.

De l'état sous lequel doivent être les réactifs qu'on emploie dans le plus grand nombre des expériences.

Les réactions que l'on cherche à produire dans les différentes opérations chimiques, se manifestent en vertu de cette force particulière qui préside aux combinaisons, et qu'on a désignée sous le nom d'*affinité*. Cette force

étant susceptible d'être modifiée par la cohésion des corps qui sont en présence, il importe le plus souvent de détruire celle-ci, soit par l'action du calorique, soit en faisant réagir les corps les uns sur les autres après les avoir dissous dans un liquide. C'est sous cet état de solution que les réactions sont le plus complètes et le plus faciles à opérer, en mêlant réciproquement la solution de la substance à précipiter avec celle du corps qui agit comme *précipitant*.

Les corps et les composés, qui sont employés comme réactifs liquides, sont préalablement dissous dans l'eau distillée, de manière que celle-ci en soit saturée à la température ordinaire. Ces solutions doivent être filtrées et conservées, pour l'usage, chacune dans un flacon de verre ou de cristal, bouché à l'émeric, et étiqueté soigneusement, afin de ne pas les confondre. La réunion de ces diverses solutions dans des boîtes en bois à compartiments, disposés en étages comme des gradins, constitue *les boîtes aux réactifs*, si utiles dans les opérations chimiques; quelques solutions de réactifs, altérables à la lumière directe ou diffuse, doivent être placées dans l'obscurité, ou maintenues dans des flacons en verre noir, ou dans des flacons recouverts d'une couche de peinture ou de vernis noir pour absorber les rayons lumineux qui viendraient tomber sur la surface de ces vases.

La plupart des corps qui sont employés journellement comme *réactifs* se trouvent tout préparés, dans le commerce, chez les fabricants de produits chimiques; il est cependant bon, avant d'en faire usage, de constater leur pureté par les moyens que nous avons exposés dans le cours de ce dictionnaire, en décrivant chacun de ces corps en particulier. Les chimistes pourront les préparer eux-mêmes en se conformant aux préceptes exposés dans les ouvrages de chimie.

Lorsqu'un corps doit être soumis en même temps à l'action de plusieurs réactifs, on prend une portion de sa solution, qu'on divise également dans un nombre de verres à pied proportionnel à celui des réactifs qu'on doit essayer, et on ajoute peu à peu, dans chaque verre, la solution du réactif; on mélange bien les liquides en agitant avec un tube de verre arrondi à son extrémité, et on observe l'effet qui résulte de cette réaction.

Les acides minéraux qui servent de réactifs dans les différentes opérations, sont employés le plus souvent dans l'état de concentration, où ils sont préparés dans les laboratoires, ou étendus d'une plus ou moins grande quantité d'eau distillée.

PARAGRAPHE NEUVIÈME.

Opérations qu'on doit faire subir aux corps inorganiques, liquides ou en solution, pour en connaître la nature ou celle des principes fixes ou volatils qui les forment.

Dans l'examen des corps liquides il importe de s'assurer, par une suite d'expériences plus ou moins compliquées, 1° si la forme que présente le corps à la température ordinaire dépend de sa nature, ou si elle est due à l'espèce de fluide qui le tient en solution ; 2° quels sont les principes fixes qui se trouvent en solution ; 3° dans quelles proportions ces derniers corps y sont dissous. La première question exige plusieurs expériences, qui consistent à rechercher si le corps fluide dans sa réaction sur certains composés dont l'action est bien connue d'avance, présente des phénomènes d'où l'on puisse déduire la présence d'un corps liquide, autre que celui dont les propriétés et les caractères ont été constatés avant l'opération.

Il serait impossible d'établir des règles générales à cet égard, car les réactifs à employer doivent varier avec la nature des corps qu'on éprouve, et nous ne pouvons offrir ici que des exemples sur des corps dont la composition est connue, afin de montrer quelle direction on doit donner aux épreuves à faire dans de semblables circonstances.

Lorsque le corps fluide ne présente aucune réaction acide ou alcaline aux papiers du tournesol, on s'assurera d'abord s'il est entièrement volatil, en le soumettant à une distillation dans une petite cornue. Ce corps supposé volatil, on recherchera ensuite, en le distillant avec une substance très hygrométrique, telle que le chlorure de calcium ou la chaux vive, s'il ne renferme pas d'eau; dans ce cas le fluide aura éprouvé par cette nouvelle distillation, une perte due à l'eau qui restera combinée a l'une ou a l'autre de ces substances. Ces essais ne doivent au reste être mis en pratique que lorsqu'il aura été reconnu que le liquide n'exerce aucune action chimique sur ces composés, de manière à ne pas être altéré dans sa composition.

Si le corps liquide est acide et combiné à une certaine quantité d'eau ; on pourra évaluer celle-ci, soit en déterminant, comme nous l'avons rapporté dans le cours de l'ouvrage, par plusieurs exemples, la proportion d'alcali anhydre ou carbonaté, qu'une quantité pesée de cette liqueur acide peut saturer, soit en ajoutant à une même quantité de ce liquide un excès de base anhydre, évaporant à siccité et calcinant, pour déduire de l'augmentation de poids de celle-ci, la proportion d'acide qu'elle a absorbée pour se saturer et par suite celle de l'eau qui a été évaporée pendant l'opération.

Pour les liquides alcalins, la nature de l'oxide étant connue, on pourra par la saturation au moyen d'une liqueur acide titrée déterminer la quantité

d'acide, et, par conséquent, celle de l'eau qui le tient en solution, ou bien on saturera l'alcali contenu dans le liquide, par un acide pouvant former avec lui un sel anhydre et indécomposable au feu, et, du poids du sel obtenu, on calculera celui de l'acide qui existait dans le liquide alcalin soumis à l'expérience.

Lorsque des essais préliminaires auront fait découvrir que le corps liquide qu'on examine est une solution d'un ou de plusieurs corps fixes dans un véhicule aqueux ou alcoolique, il sera facile de déterminer la nature de ce dernier en en distillant une partie dans une cornue de verre, et condensant avec soin dans un ballon refroidi toutes les vapeurs qui s'en exhaleront. Le résidu sec, contenu dans la cornue, sera pesé dans ce vase, dont le poids sera connu d'avance, ou pourra l'être après l'opération. La nature du dissolvant étant connue, on pourra se dispenser de le recueillir par distillation, en évaporant avec précaution dans une capsule de porcelaine, tarée d'avance, une partie de la liqueur, pour en obtenir le résidu qui sera pesé, après avoir été soumis aux procédés de dessiccation rapportés dans le paragraphe quatre de cet appendice.

L'espèce de liquide servant de dissolvant et qui a été recueilli par distillation, sera déterminée en constatant ses caractères physiques, sous les rapports de *son odeur*, de *sa saveur*, de *sa densité*, de *son point d'ébullition* et de l'action qu'elle présentera en l'essayant par les réactifs qui sont ordinairement employés pour reconnaître la pureté de l'eau distillée.

Quant aux substances fixes qui étaient en solution dans le liquide, elles seront examinées d'après les principes qui ont été consignés dans le cours de l'ouvrage : on notera avec soin leur saveur, leur action sur les charbons ardents, les effets qu'elles manifesteront en les traitant à froid ou à une douce chaleur par l'acide sulfurique concentré; enfin, on procédera à l'examen, par les réactifs, de leur solution aqueuse. Si les observations qui résulteront des expériences faites par ces divers agents, indiquent la présence de plusieurs substances à l'état de mélange ou en combinaison, il faudra alors essayer de les séparer en basant rationnellement la méthode qu'on mettra à exécution, soit sur la solubilité différente de ces substances dans l'eau, soit sur leur solubilité ou leur insolubilité dans l'alcool concentré ou affaibli. Dans quelques circonstances, on devra recourir à la méthode de double décomposition, par certains réactifs qui agiront, les uns sur certaines substances, les autres sur d'autres, en produisant des composés insolubles bien connus dans leur composition, et d'après le poids desquels on conclura la proportion des substances qui préexistaient.

Cette méthode est souvent appliquée dans une foule d'opérations chimiques, elle nécessite, de la part de celui qui l'emploie, des connaissances en chimie et de l'habitude dans les diverses manipulations à entreprendre pour obtenir des résultats exacts.

PARAGRAPHE DIXIÈME.

Des moyens de déterminer sur les corps organiques les différentes espèces de principes immédiats qui entrent dans leur composition.

La détermination des diverses espèces de principes immédiats qui composent, soit un tissu, soit un fluide de l'organisation des végétaux ou des animaux, est d'une grande importance pour l'étude de ces êtres, tant sous le rapport physiologique, que sous celui de l'histoire naturelle. Malheureusement, la science ne possède encore aucune méthode bien rationnelle pour arriver à ce but : les moyens qui sont usités généralement consistent à soumettre la substance organique à l'action de divers agents liquides, capables de dissoudre, sans les altérer, ceux de ces principes immédiats qu'elle peut renfermer; puis, après avoir obtenu les diverses substances extraites par chaque liquide, à les examiner et les mettre en contact avec un certain nombre d'acides minéraux, d'alcalis ou de sels dont l'action est bien connue, pour s'assurer si elles ne sont pas formées de plusieurs espèces.

Les agents liquides qu'on emploie dans l'analyse immédiate, sont : l'éther sulfurique, l'alcool anhydre et étendu d'eau, l'eau distillée, les solutions faibles d'acides et d'alcalis. Tous ces liquides sont employés à la température ordinaire et à la température de leur point d'ébullition, avec ou sans le contact de l'air. Après l'action de chaque liquide, et lorsque la substance organique ne cède plus rien à celui-ci, on fait évaporer la solution qui en provient, soit dans une cornue pour recueillir le liquide, soit au contact de l'air dans une capsule. Le résidu laissé par l'évaporation doit être soumis à des expériences ultérieures pour reconnaître s'il est formé d'une ou de plusieurs espèces de principes immédiats.

C'est à l'aide de procédés semblables qu'on a fait l'analyse immédiate d'un grand nombre de parties de végétaux et d'un certain nombre de tissus des animaux; mais il faut en convenir, cette partie de la chimie organique laisse beaucoup à désirer, et chaque jour vient nous révéler les lacunes qui restent à combler.

Dans l'analyse organique, comme dans l'analyse inorganique, on procède toujours, avant d'entreprendre une analyse quantitative, à des essais préliminaires qui font connaître les divers principes qui peuvent se trouve dans la substance à examiner. Ces essais ont un avantage, c'est de permettre d'établir la méthode rationnelle qu'on doit employer pour la séparation des principes immédiats qui sont mélangés ou combinés.

Dans l'analyse des fluides animaux, on recherche la proportion de liquide qui s'y trouve par l'évaporation, en prenant les précautions que nous avons exposées pour la détermination de l'eau, dans les solutions des

substances minérales. La température à laquelle cette opération est faite doit être élevée au plus à 100°, afin de ne pas altérer les principes immédiats qui existent en solution.

La nature de ces principes est constatée par l'action de la chaleur sur une portion du fluide, et par celle de quelques réactifs chimiques, dont les propriétés, parfaitement connues, servent à établir la présence ou l'absence de certains principes immédiats.

En examinant les divers fluides organiques, on s'assurera toujours de l'action qu'ils exercent sur les papiers réactifs colorés, tels que le papier de tournesol bleu et celui qui a été rougi par une petite quantité d'acide.

Le résidu fourni par l'évaporation est ensuite soumis à l'action de l'alcool, afin de séparer les principes solubles dans ce liquide de ceux qui ne sont solubles que dans l'eau. Un examen ultérieur de ces divers produits fera connaître les principes immédiats qui s'y trouvent mélangés ou combinés, et qu'on cherchera à isoler les uns des autres, d'après les propriétés qu'ils présentent.

Les principes salins minéraux qui accompagnent toujours les principes immédiats, dans la constitution des fluides animaux, seront appréciés par la combustion et l'incinération d'une partie des produits fixes, solubles dans l'alcool ou dans l'eau.

Si le fluide organique qu'on examine renferme un principe volatil, susceptible de se dégager avec la vapeur d'eau pendant l'évaporation, on devra opérer la distillation du fluide dans une cornue, à une douce chaleur, et soumettre le produit distillé à une suite d'expériences propres à démontrer la nature de ce principe volatil.

Les substances molles ou solides, provenant de l'organisation, doivent être soumises, 1° à une dessiccation ménagée, pour estimer la proportion d'humidité qu'elles contiennent; 2° à des traitements successifs par l'éther et l'alcool bouillants, l'eau froide et chaude, et ensuite par les solutions alcalines et les solutions d'acides minéraux, plus ou moins affaiblies.

Chaque solution sera examinée à part, afin de constater quels sont les principes qui ont été dissous.

Pour abréger la série des opérations à entreprendre sur les matières organiques, il est convenable d'agir en même temps avec différents réactifs sur plusieurs portions de la substance.

L'analyse immédiate des végétaux ou de leurs diverses parties, se pratique de la même manière; mais, comme aucune règle ne peut être établie à cet égard, c'est à l'expérimentateur à se tracer la marche qu'il doit suivre en s'étayant des faits acquis pour la science et de ceux que ses connaissances pratiques ont pu lui fournir.

TABLE DE L'APPENDICE.

ERRATA.

Page 18, ligne 3, au lieu de l'*accool*, lisez : l'*alcool*.

Page 42, ligne 4, au lieu de ~~B~~, lisez : $\overline{B}$.

Page 54, ligne 31, au lieu de $\overline{C}\,\overline{C}$, lisez : $\overline{G}$.

Page 55, ligne 14, au lieu de *brômydrique*, lisez : *brômhydrique*.

Page 57, ligne 31, au lieu de *hydrobômique*, lisez : *hydrobrômique*.

Page 106, ligne 9, au lieu de *à une températuture de* 15°5, lisez : *à une température de* + 15°,5.

Page 132, ligne 32, au lieu de *éta*, lisez : *état*.

Page 189, ligne 27, au lieu de 1/8, lisez 1/8 *de millimètre*.

Page 253, ligne 35, au lieu de *manganésiate*, lisez : *manganesate*.

Page 254, ligne 7, au lieu de *le camphre purifie*, lisez : *purifié*.

Page 276, ligne 33, au lieu de *fig*. 3, lisez : *fig*. 1.

Page 277, ligne 1, au lieu de *figures* 1 et 2, lisez : *fig*. 2 et 3.

Page 320, ligne 24, au lieu de *protochlore*, lisez : *protochlorure*.

Page 325, ligne 8, au lieu de *chorure*, lisez ; *chlorure*.

Page 328, ligne 20, au lieu de *principité*, lisez : *précipite*.

Page 347, ligne 5, au lieu de $\dot{Pb}\ddot{Cr}$, lisez : $\dot{Pb}\,\dddot{Cr}$.

Page 348, ligne 28, au lieu de $\dot{K}\ddot{Cr}$, lisez : $\dot{K}\,\dddot{Cr}$.

Page 421, ligne 15, au lieu de *connues*, lisez : *connus*.

Page 422, ligne 11, au lieu de *hydrosulfurique*, lisez : *hydrofluorique*.

Page 429, ligne 26, au lieu de *détourner*, lisez : *détoner*.

Page 430, ligne 4, au lieu de *détonner*, lisez : *détoner*.

Page 489, ligne 26, *hydroséléniates*, ajoutez *sélenhydrates*.

Page 489, ligne 29, *hydrosulfates*, ajoutez *sulfhydrates*.

Page 531, ligne 32, au lieu de *désigue*, lisez : *désigne*.

Page 669, ligne 16, au lieu de *porpriétés*, lisez : *propriétés*.

Page 678, ligne 35, au lieu de *l'inflammatio*, lisez : *l'inflammation*.

Page 693, ligne 22, au lieu de *trouvé*, lisez : *trouvée*.

Page 729, ligne 18, au lieu de *y restant*, lisez : *y versant*.

Page 730, ligne 29, au lieu de *ransforme*, lisez ; *transforme*.

Page 737, ligne 19, au lieu de *I devient*, lisez : *il devient*.

Page 739, ligne 22, au lieu de *orang*, lisez : *orange*.

Page 744, ligne 23, au lieu *d'entimoine*, lisez : *d'antimoine*.

—

TABLEAU CHRÔMASCOPIQUE

des précipités d'oxides hydratés comparativement avec les mêmes oxides anhydres.

		Hydrates.	Anhydres.
ANTIMOINE..	Tritoxide ou acide antimonique................		....
ARGENT....	Oxide.................		....
BISMUTH....	Oxide.................		....
CADMIUM...	Oxide.................		..
CÉRIUM ...	Protoxide.............		...
	Deutoxide.............		....
COBALT.....	Protoxide..............		....
CUIVRE.....	Protoxide.............		....
	Deutoxide.............		..

		Hydratés.	Anhydres.
CHRÔME	Protoxide		
ETAIN	Protoxide		
	Deutoxide		
FER	Protoxide		
	Deutoxide		
	Tritoxide		
IRIDIUM	Protoxide		
	Tritoxide		
MANGANÈSE	Protoxide		
	Deutoxide		
	Peroxide		
MERCURE	Protoxide		
	Deutoxide		

		Hydratés.	Anhydres.
MOLYBDÈNE.	Protoxide		
	Deutoxide		
	Acide molybdique		
NICKEL	Protoxide		
OR	Protoxide		
	Deutoxide		
PALLADIUM	Protoxide		
PLATINE	Protoxide		
	Deutoxide		
PLOMB	Protoxide		
	Deutoxide		
	Tritoxide		
RHODIUM	Deutoxide		
TELLURE	Oxide		
TITANE	Protoxide		
	Acide titanique		

		Hydrates.	Anhydres.
TUNGSTÈNE. .	Oxide de tungstène		. . . .
	Acide tungstique.		. . . .
URANE.	Protoxide		. . . .
	Deutoxide		 0
VANADIUM . .	Protoxide.	. . . . .	. . . .
	Deutoxide		. . . .
	Acide vanadique.		. . . .

TABLEAUX CHROMASCOPIQUES

des précipités formés par les réactifs dans les solutions des sels métalliques à divers degrés d'oxidation.

	Noms des réactifs.	Couleurs des precipités.
SELS DE PROTOXIDE D'ANTIMOINE. — INCOLORES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Acide hydrochlorique.	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Infusion de noix de galles. .	
	Lame de zinc ou de fer.	

	Noms des réactifs.	Couleurs des precipités.
SELS D'ARGENT. — INCOLORES.	Potasse ou eau de chaux...	
	Acide hydrochlorique ou solution d'un chlorure.....	
	Id. Précipité exposé à l'action de la lumière..........	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.............	
	Cyanure de fer et de potassium.................	
	Iodure de potassium.......	
	Infusion de noix de galles...	
	Lame de cuivre...........	
SELS DE BISMUTH. — INCOLORES.	Eau....................	
	Potasse ou ammoniaque....	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.............	
	Iodure de potassium......	
	Cyanure de fer et de potassium.................	
	Infusion de noix de galles...	
	Lame de zinc ou de fer.....	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS DE CADMIUM INCOLORES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Lame de zinc.	Z
SELS DE CÉRIUM A BASE DE PROTOXIDE. — INCOLORES.	Potasse.	
	Ammoniaque.	
	Hydrosulfate de potasse.	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Sulfate de potasse.	
SELS DE DEUTOXIDE DE CUIVRE. — BLEUS A L'ÉTAT D'HYDRATES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Arsenite de potasse.	
	Arseniate de potasse.	
	Lame de fer décapée.	F C

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS D'ÉTAIN (*de protoxide*). — INCOLORES.	Potasse.................	
	Ammoniaque............	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.............	
	Cyanure de fer et de potassium.................	
	Deutochlorure d'or........	
	Lame de zinc............	Z E
SELS D'ETAIN (*de deutoxide*). — INCOLORES.	Potasse.................	
	Ammoniaque	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.............	
	Cyanure de fer et de potassium.................	
	Lame de zinc.............	Z E
SELS DE COBALT (*de protoxide*). — ROSES A L'ÉTAT D'HYDRATES.	Potasse.	
	Ammoniaque en excès.....	
	Hydrosulfate de potasse	
	Cyanure de fer et de potassium.................	
	Arséniate de potasse.......	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS DE FER (*de protoxide*). — VERTS PALE A L'ÉTAT D'HYDRATES	Potasse	
	Potasse, précipité exposé à l'air	
	Potasse, précipité traité par le chlore	
	Hydrosulfate de potasse	
	Cyanure de fer et de potassium	
	Cyanure de fer et de potassium. (Précipité exposé à l'air)	
SELS DE FER (*de tritoxide*). — JAUNE-ROUGEATRES	Potasse	
	Ammoniaque	
	Acide hydrosulfurique	
	Hydrosulfate de potasse	
	Cyanure de fer et de potassium	
	Infusion de noix de galles	
	Sulfocyanure de potassium	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS DE MANGANÈSE A BASE DE PROTOXIDE. — INCOLORES ET QUELQUEFOIS LÉGÈREMENT COLORÉS EN ROSE AMÉTHYSTE.	Potasse.	
	Potasse, précipité exposé à l'air	
	Id., traité par le chlore. . . .	
	Hydrosulfate de potasse. . . .	
	Cyanure de fer et de potassium.	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS DE MERCURE A BASE DE PROTOXIDE. — INCOLORES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Acide hydrochlorique, ou solution d'un chlorure alcalin.	
	Acide hydrosulfurique en excès	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Iodure de potassium.	
	Lame de cuivre décapée.	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités
SELS DE MERCURE A BASE DE DEUTOXIDE. — NEUTRES INCOLORES BASIQUES, JAUNES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Acide hydrosulfurique en excès	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Iodure de potassium.	
	Protochlorure d'étain.	
	Id., employé en excès.	
	Lame de cuivre décapée. . . .	C M

SELS DE NICKEL A BASE DE PROTOXIDE. — VERTS D'ÉMERAUDE PALE A L'ÉTAT D'HYDRATES.	Potasse.	
	Ammoniaque en excès.	
	Hydrosulfate de potasse. . . .	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Arséniate de potasse	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS A BASE DE PROTOXIDE DE PALLADIUM. — ROUGES OU JAUNES BRUNATRE.	Potasse.	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Protosulfate de fer.	
	Iodure de potassium.	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Cyanure de mercure.	
	Lame de zinc	Z Pd
SELS DE PROTOXIDE DE PLATINE. — VERT OLIVE OU BRUN VERDATRE.	Potasse.	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Lame de fer ou de zinc. . . .	Z Pt
SELS A BASE DE DEUTOXIDE DE PLATINE. — JAUNE ROUGE OU BRUN-ROUGE.	Potasse.	
	Chlorure de potassium.	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate.	
	Iodure de potassium.	
	Protochlorure d'étain.	
	Lame de zinc ou de fer. . . .	Z Pt

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
Sels de protoxide de plomb. — Incolores.	Potasse	
	Ammoniaque	
	Acide sulfurique	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate	
	Iodure de potassium	
	Cyanure de fer et de potassium	
	Lame de zinc	Z
Sels de tellure.	Potasse	
	Acide hydrosulfurique ou hydrosulfate	
	Infusion de noix de galles	
	Protochlorure d'étain	
	Lame de zinc	Z T
Sels de titane.	Potasse	
	Infusion de noix de galles	
	Cyanure de fer et de potassium	
	Lame d'étain plongée dans la dissolution acidulée	

	Noms des réactifs.	Couleurs des précipités.
SELS D'URANE A BASE DE PROTOXIDE — VERTS.	Potasse.	
	Solution de chlore ou acide nitrique à chaud.	
SELS D'URANE A BASE DE DEUTOXIDE — JAUNES.	Potasse.	
	Carbonate d'ammoniaque. . .	
	Hydrosulfate de potasse. . . .	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Phosphate de soude.	
SELS DE VANADIUM OU VANADIQUES. — BLEU D'AZUR OU BLEU VERDATRE.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Carbonate de potasse.	
	Hydrosulfate de potasse	
	Cyanure de fer et de potassium.	
	Infusion de noix de galles. .	
SELS DE ZINC. — INCOLORES.	Potasse.	
	Ammoniaque	
	Hydrosulfate de potasse. . . .	
	Cyanure de fer et de potassium.	

